


FONDO PIZZOFALCONE



COURS
DE CHIMIE.

COURS

DE CHIMIE,

PAR E. PÉCLET,

PROFESSEUR DES SCIENCES PHYSIQUES AU COLLÈGE ROYAL DE MARSEILLE, CHARGÉ DANS CETTE VILLE DES COURS PUBLICS DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE APPLIQUÉES AUX ARTS, MEMBRE DE L'ACADÉMIE DE MARSEILLE, DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE MÉDECINE, ET DE PLUSIEURS AUTRES SOCIÉTÉS SAVANTES.



MARSEILLE,

CHEZ ANTOINE RICARD, IMPRIMEUR DU ROI ET DE LA PRÉFECTURE, RUE DE LA CANNEBIÈRE, N° 19.

M. DCCC. XXIII.

INTRODUCTION.

PARMI les Corps, il en est qui agissent à la fois sur plusieurs de nos sens, qui sont coercibles et pesans; et d'autres qui, semblables à la chaleur, ne peuvent point être renfermés dans des vases, et paraissent entièrement dépourvus de pesanteur. Ces derniers, dont la matérialité n'est point démontrée et n'est admise que comme une hypothèse probable, ont été désignés sous le nom de *Fluides impondérables;* et les premiers ont reçu celui de *Corps pondérables.*

L'objet de la PHYSIQUE est l'étude des propriétés générales des corps pondérables et des propriétés particulières des fluides impondérables.

L'objet de la CHIMIE est l'étude des propriétés particulières des corps pondérables et de leurs actions réciproques.

Pour bien concevoir ce double but de la Chimie, il faut observer que ces corps diffèrent tous plus ou moins les uns des autres; leurs molécules, ou inégales dans leur masse, ou séparées par des intervalles inégaux, produisent les variations de pesanteur spécifique; la diversité de leur forme produit celle de leur mode de cristallisation; agissant dans les mêmes circonstances, d'une manière différente, sur la chaleur, les uns sont solides, d'autres sont liquides ou gazeux; enfin, la diversité de leurs actions sur

la lumière, l'électricité, le magnétisme, donnent naissance à une foule de phénomènes variables pour chacun d'eux.

Mais ce n'est pas en cela seul que les corps diffèrent : indépendamment de cette attraction universelle qui, en agissant sur toutes les portions de la matière, produit la gravitation des corps célestes, la pesanteur à la surface du globe, et qui, modifiée à de petites distances, produit la cohésion des molécules similaires; les molécules de nature différente sont douées d'une attraction particulière, désignée sous le nom d'*Affinité Chimique*, qui, de même que l'attraction des molécules de même nature, ne se manifeste qu'à de très-petites distances. C'est en vertu de cette force que les corps tendent à se combiner, se combinent en effet et produisent une multitude de corps composés dont l'étude est très-importante, et sous le point de vue philosophique et dans l'intérêt de l'industrie.

Il semble, au premier abord, que nous devrions commencer par l'examen de cette force nouvelle, cause de tous les phénomènes chimiques; mais comme il nous est impossible de rien savoir *a priori* sur l'affinité chimique, et que tout ce que nous avons appris sur cette force est le résultat de l'observation des faits, nous en remettrons l'examen à une époque où la connaissance des faits observés et des lois qui en régissent une partie nous permettront d'apprécier les différentes hypothèses qui ont été émises pour expliquer les phénomènes chimiques.

Dans cette introduction nous exposerons sommairement, 1° les forces qui sollicitent les molécules d'un corps dans les différens états; 2° les circonstances principales qui modifient l'action chimique; 3° la nomenclature; 4° enfin, la division de ce cours et l'ordre que nous suivrons dans l'étude des nombreux phénomènes de la Chimie.

1° *Forces qui sollicitent les molécules des corps dans leurs différens états.*

Les corps sont tous formés par la réunion d'un grand nombre de petits corps d'une grandeur finie, qu'on désigne sous le nom de *Molécules;* les molécules d'un même corps sont semblables et égales entre elles.

Dans un même corps les molécules ne se touchent jamais, l'intervalle qui les sépare est rempli par le fluide de la chaleur; ce fluide, dont la nature est complétement inconnue, agit toujours comme si ces molécules, d'une ténuité extrême, même relativement aux molécules des corps pesans, jouissaient de la propriété de se repousser mutuellement et d'être attirées par les molécules des corps pondérables.

Ainsi, dans les corps il y a toujours trois forces qui agissent sans cesse, 1° l'attraction des molécules entre elles; 2° l'attraction des molécules pour la chaleur; 3° la force répulsive de la chaleur. C'est à l'action simultanée de ces trois forces que sont dus les différens états des corps.

Lorsque les molécules d'un corps, soustraites à toute action étrangère, sont en repos, il faut nécessairement que les forces qui les sollicitent soient en équilibre. Ainsi, dans les corps solides et dans les liquides, l'attraction des molécules est égale à la force répulsive de la chaleur. Dans les premiers, les molécules sont assez voisines pour que l'attraction soit modifiée par leurs formes; alors, l'équilibre dépend de leurs positions relatives, qui, pour être changées, exigent une force plus ou moins considérable. Dans les corps liquides, au contraire, les molécules étant trop éloignées pour que l'influence de leur figure soit sensible, l'équilibre ne

dépend que de la distance, et les molécules peuvent tourner les unes autour des autres sans qu'il cesse d'exister. Dans les corps gazeux, les molécules se repoussent mutuellement, tendent sans cesse à s'éloigner les unes des autres; et, par conséquent, la force élastique de la chaleur l'emporte sur l'attraction des molécules.

La cohésion est la force qu'il faut employer pour séparer les molécules des corps : elle est plus grande dans les corps solides que dans les corps liquides, et elle est négative dans les corps gazeux.

Ainsi, les différens états sous lesquels les corps se présentent dépendent de la quantité de chaleur qu'ils renferment. Aussi, un grand nombre d'entre eux peuvent, par l'accumulation de la chaleur, passer successivement de l'état solide à l'état liquide et à l'état gazeux, et réciproquement, par la soustraction de la chaleur, repasser de l'état de gaz à l'état liquide et à l'état solide.

L'affinité des corps pour la chaleur étant différente pour chacun d'eux, il en résulte que, dans les mêmes circonstances, ils renferment des quantités inégales de chaleur; et, par suite, que les corps, à des températures égales, se présentent sous des états différens.

L'action répulsive de la chaleur produit, comme nous l'avons déjà vu, une force qui tend à écarter les molécules les unes des autres; cette même action répulsive fait aussi continuellement sortir des corps une portion de chaleur : c'est cette dernière qui constitue leur température.

2° *Considérations générales sur l'Affinité Chimique.*

Les corps sont ou simples ou composés. Lorsqu'ils sont composés, leurs molécules sont formées de la réunion de plusieurs

autres de nature différente. On désigne sous le nom de *Molécules Intégrantes* les molécules similaires, qui, par leur réunion, constituent les corps ; et par celui de *Molécules Constituantes*, celles qui forment les molécules des corps composés. Les premières sont réunies par la cohésion, les dernières, par l'affinité.

La cohésion des corps est une force qui s'oppose constamment à la combinaison ; deux corps ne peuvent se combiner qu'autant que l'affinité l'emporte sur la somme de leur cohésion. Ainsi, les corps solides se combinent rarement tant qu'ils conservent cet état, et les corps liquides, dans lesquels la cohésion est très-petite, se combinent facilement.

La chaleur favorise la combinaison ; elle agit sur les corps solides et liquides en diminuant la cohésion. Mais on ignore en quoi consiste son influence sur les corps gazeux.

L'électricité, la lumière, le galvanisme agissent aussi dans un grand nombre de circonstances, et déterminent souvent des combinaisons qui n'auraient point lieu autrement.

La combinaison de deux corps est quelquefois déterminée par la présence d'un troisième avec lequel le corps résultant des deux premiers peut se combiner.

La chaleur, la lumière, l'électricité et le galvanisme, qui dans certaines circonstances déterminent la combinaison des corps, agissent quelquefois sur les corps composés de manière à en séparer les élémens.

Souvent les décompositions ont lieu par de nouvelles combinaisons, qui s'établissent entre les élémens des corps composés.

Les actions chimiques sont presque toujours accompagnées d'un dégagement de chaleur ou de froid, de lumière, d'électricité.

Les corps dont les élémens sont réunis par une forte affinité

ont le plus souvent des propriétés entièrement différentes de celles de leurs élémens.

Tous les corps simples ne peuvent pas se combiner en nombre quelconque ni en toutes proportions. On ne connaît point de composés de 6 élémens, et on est fort éloigné d'avoir produit toutes les combinaisons possibles 2 à 2, 3 à 3, 4 à 4, 5 à 5. De plus, lorsque deux corps se combinent, c'est toujours en un nombre déterminé de proportions simples. Les corps formés par de faibles affinités, tels que les dissolutions, les alliages, paraissent faire exception et avoir lieu dans une infinité de proportions différentes; mais on peut encore les considérer comme des mélanges de combinaisons en proportions constantes.

De ce que les corps se combinent toujours dans des proportions fixes, il résulte que les molécules constituantes sont toujours réunies en nombre déterminé; et si on connaissait le nombre des molécules de chaque corps qui sont réunies dans la molécule intégrante, on pourrait facilement trouver le poids relatif des molécules : par exemple, si 5 parties en poids d'un corps, en se combinant avec 4 d'un autre, forment un composé dont chaque molécule contient 2 molécules du premier et 3 du second, les poids de ces molécules seront entre eux comme $5/2$ est à $4/3$. Mais comme il est impossible de savoir *a priori* le nombre des molécules entre lesquelles la combinaison a lieu, on a cherché à le déterminer de manière à obtenir, dans tous les cas, pour les molécules de même nature, des poids relatifs parfaitement identiques. On a trouvé ainsi des nombres extrêmement simples, et qui sont tels qu'une molécule se combine toujours avec 1 ou 2 ou 3 d'un autre corps.

Cette théorie, qui est désignée sous le nom de Théorie des Atomes, et sur laquelle nous reviendrons plus tard, a été imaginée d'abord par Dalton. Ce n'est qu'une hypothèse probable, mais elle représente bien

les faits, et établit, dans les phénomènes chimiques, une simplicité qui se retrouve dans tous les autres phénomènes de la nature.

3° *Nomenclature.*

Pendant long-temps, les noms des corps dont l'étude constitue la Chimie, n'ayant été assujettis à aucune règle, non-seulement on leur appliqua des dénominations insignifiantes qui n'avaient aucun rapport avec les corps auxquels elles étaient appliquées, mais encore chaque substance avait plusieurs noms, et souvent le même s'appliquait à plusieurs substances différentes. Cette complication dans la nomenclature chimique, retarda long-temps et les progrès de la science et sa propagation.

Aujourd'hui tous les noms des corps composés sont soumis à des règles fixes et invariables, au moyen desquelles on peut, à l'inspection du nom, déterminer les substances qui composent le corps; et, réciproquement, connaissant la nature des élémens d'un corps, assigner à ce corps le nom qui lui convient.

La nomenclature que nous allons exposer est due à Guiton-Morveau, qui, en 1780, l'enseigna dans ses cours. Depuis, elle fut perfectionnée par Lavoisier, Berthollet et Fourcroi. Malheureusement cette nomenclature a été faite à une époque où les belles découvertes de Lavoisier, trop généralisées, ont conduit à donner à quelques corps simples des noms dont les étymologies ne peuvent plus s'accorder avec les découvertes qui ont été faites depuis.

Les corps se divisent d'abord en deux grandes classes, les corps simples et les corps composés.

Les corps simples sont ainsi désignés non pas parce qu'ils sont indécomposables, mais parce que jusqu'ici, quelles que soient les circonstances dans lesquelles on les a placés, on n'a jamais pu

en tirer qu'une seule et même substance. Ainsi, les corps simples sont seulement des corps indécomposés, et cette désignation n'a rien d'absolu que relativement aux expériences faites jusqu'ici.

Les philosophes, qui ont voulu expliquer la nature sans l'avoir observée, ont admis tantôt un, tantôt deux, trois, quatre élémens: ceux qui sont maintenant reconnus en Chimie, sont au nombre de 51. Leurs noms peuvent être considérés comme entièrement arbitraires.

Les corps simples sont : l'*Oxigène*, l'*Hydrogène*, l'*Azote*, le *Chlore*, le *Phosphore*, le *Soufre*, l'*Iode*, le *Sélénium*, le *Bore*, le *Carbone*, le *Fluor*, le *Silicium*, le *Zirconium*, le *Thorinium*, l'*Yttrium*, le *Glucinium*, le *Magnésium*, le *Calcium*, le *Strontium*, le *Barium*, le *Lithium*, le *Sodium*, le *Potassium*, le *Manganèse*, le *Zinc*, le *Fer*, l'*Étain*, le *Cadmium*, l'*Arsénic*, le *Molybdène*, le *Chrome*, le *Tungstène*, le *Colombium*, l'*Antimoine*, l'*Urane*, le *Cérium*, le *Cobalt*, le *Titane*, le *Bismuth*, le *Cuivre*, le *Tellure*, le *Nickel*, le *Plomb*, le *Mercure*, l'*Osmium*, l'*Argent*, le *Palladium*, le *Rhodium*, le *Platine*, l'*Or*, l'*Irridium*.

Pour concevoir les règles auxquelles on a assujetti la formation des noms des corps composés, nous sommes obligé d'anticiper sur des phénomènes dont il ne sera question que plus tard.

L'oxigène est un corps simple qui jouit de la propriété de se combiner avec tous les autres. C'est dans le fait de cette combinaison que réside la combustion. Aussi l'oxigène porte quelquefois le nom de Corps comburant ; et tous les autres corps, le nom de Corps combustibles ; et les produits de la combustion, le nom de Corps brûlés.

Un corps brûlé qui jouit de la propriété de rougir la teinture de tournesol, porte le nom d'*Acide ;* et celui qui ne jouit pas de cette propriété, celui d'*Oxide*.

Lorsqu'un corps ne donne naissance qu'à un seul acide, on le désigne par un mot qui commence par la première ou les deux premières syllabes du nom du corps, et on le termine par la syllabe *ique* : exemple : acide carbonique, acide barique. Lorsqu'un même corps produit deux acides, on les distingue en terminant le nom de celui qui est le plus oxigéné en *ique* et celui qui l'est le moins en *eux*. Il y a quelques corps qui produisent un plus grand nombre d'acides, on fait alors précéder le nom du troisième et du quatrième par le mot grec *hypo*, mis dans l'acception de *sous*, et on termine leurs noms en *eux* ou en *ique*, suivant leur degré d'oxigénation. Ainsi, par exemple, on ne connaissait, il y a peu d'années, que deux acides à base de soufre, l'acide sulfureux et l'acide sulfurique. Des expériences récentes ayant constaté l'existence de deux autres acides, l'un moins oxigéné que l'acide sulfureux, l'autre moins oxigéné que l'acide sulfurique, on les a désignés sous les noms d'*Acide hypo-sulfureux* et d'*Acide hypo-sulfurique*.

De même qu'un corps peut donner naissance à plusieurs acides, il peut aussi produire plusieurs oxides. Pour les distinguer, on est convenu de les désigner sous les noms de *Protoxide*, *Deutoxide*, *Tritoxide* ou *Péroxide*, suivant leur degré d'oxigénation. Ainsi, par exemple, le plomb peut se combiner avec l'oxigène en trois proportions. Le produit de la première combinaison est jaune, celui de la seconde est rouge, celui de la troisième est brun. Nous les désignerons par les noms de Protoxide, Deutoxide et Tritoxide de plomb.

Les oxides qui sont irréductibles, c'est-à-dire, dont on n'a jamais pu séparer l'oxigène, étaient désignés sous le nom de *Terre*, et ceux qui jouissent de la propriété de verdir le sirop de violette, de ramener au bleu la teinture de tournesol, de rougir le papier jaune de curcuma, étaient et sont encore souvent désignés sous le nom d'*Alcalis*.

Plusieurs corps en se combinant avec l'hydrogène produisent des composés qui jouissent de toutes les propriétés des acides oxigénés; leurs noms sont terminés en *ique* et précédés du mot *hydro* : exemple : acide hydro-sulfurique. On connaît aussi un corps hydrogéné qui jouit des propriétés des oxides alcalins ; on lui a conservé le nom d'Ammoniaque, par lequel il est connu depuis long-temps.

Quant aux corps résultant de la combinaison des corps combustibles entre eux, leurs noms sont terminés en *ure* lorsqu'ils sont solides ou liquides, et en *é* lorsqu'ils sont gazeux. Ainsi, la combinaison du soufre avec le fer étant solide, portera le nom de *Sulfure de fer;* celle du soufre et du carbone étant liquide, portera le nom de *Carbone de soufre ;* et celle de l'hydrogène et du carbone étant un corps gazeux, sera désignée sous le nom de *Gaz-hydrogène carboné.*

Lorsque ces combinaisons ont lieu en plusieurs proportions, on les distingue de la même manière que les oxides ; ainsi, les noms de *Proto-sulfure*, *Deuto-sulfure*, *Persulfure de fer* sont donnés à des combinaisons de fer et de soufre, dans lesquelles la quantité relative de soufre va en croissant.

Nous devons encore ajouter que, dans les combinaisons dont le nom est terminé en *ure*, on termine ainsi indistinctement celui de l'un des élémens, lorsqu'ils ne sont pas métalliques. Mais dans le cas où l'un d'eux seulement n'est point métallique, c'est son nom seul qui doit être affecté de la terminaison *ure*. Ainsi, à la combinaison du soufre et du phosphore on applique indifféremment les noms de *Phosphure de soufre* ou de *Sulfure de phosphore* ; et la combinaison du soufre et du fer est uniquement désignée sous celui de *Sulfure de fer.*

Quant aux combinaisons des métaux entre eux, elles portent en général le nom d'Alliages, et celui d'Amalgames, lorsqu'ils renferment du mercure. Les alliages se désignent par les noms des

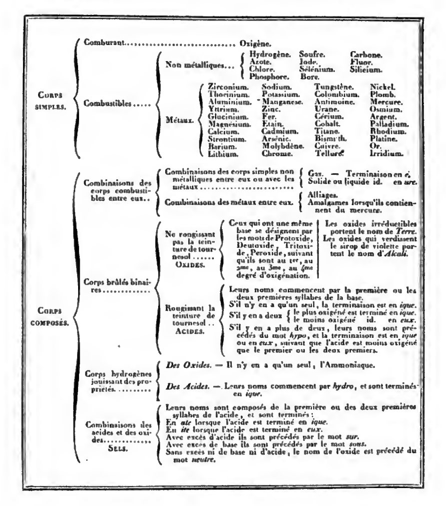
métaux qui les constituent, et les amalgames, seulement par ceux des métaux combinés avec le mercure.

Les acides ont la propriété de se combiner avec certains oxides, de manière à donner naissance à des corps très-nombreux et très-importans, qu'on désigne sous le nom de *Sels*. Les noms des sels sont composés de deux mots; le premier commence par la première ou les deux premières syllabes de l'acide, et est terminé par la syllabe *ate*, si l'acide a son nom terminé en *ique*, et par la syllabe *ite*, si le nom de l'acide est terminé en *eux* : le second mot est le nom de l'oxide : par exemple, la combinaison de l'acide sulfurique et du protoxide de fer porte le nom de *Sulfate de protoxide de fer*, la combinaison de l'acide sulfureux et du protoxide de sodium, porte le nom de *Sulfite de protoxide de sodium*; pour abréger, on place quelquefois la désignation de l'oxide au commencement; ainsi, on dit proto-sulfate de fer pour sulfate de protoxide de fer.

Les sels peuvent être, en général, ou avec excès d'acide, ou avec excès de base, ou, enfin, les propriétés de l'acide et de la base peuvent se neutraliser mutuellement : dans le premier cas, le nom du sel est précédé du mot *sur*; dans le second, du mot *sous*; dans le troisième, les deux mots qui désignent le sel sont séparés par le mot neutre : exemples : sur-sulfate de protoxide de mercure, sous-carbonate de plomb, carbonate neutre de potasse.

Quant aux substances végétales et aux substances animales, comme elles sont toujours composées, les premières, d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, et les dernières, d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et d'azote, il est impossible d'y appliquer les principes de la nomenclature des susbtances inorganiques; elles ont des noms particuliers qui dérivent ou de leurs propriétés ou de celles des substances d'où elles ont été extraites.

NOMENCLATURE DES CORPS INORGANIQUES.



- **Corps simples.**
  - Comburant........ Oxigène.
  - Combustibles.....
    - Non métalliques... Hydrogène. Azote. Chlore. Phosphore. Soufre. Iode. Sélénium. Bore. Carbone. Fluor. Silicium.
    - Métaux. Zirconium. Thorinium. Aluminium. Yttrium. Glucinium. Magnésium. Calcium. Strontium. Barium. Lithium. Sodium. Potassium. Manganese. Zinc. Fer. Etain. Cadmium. Arsénic. Molybdène. Chrome. Tungstène. Colombium. Antimoine. Urane. Cérium. Cobalt. Titane. Bismuth. Cuivre. Tellure. Nickel. Plomb. Mercure. Osmium. Argent. Palladium. Rhodium. Platine. Or. Irridium.
- **Corps composés.**
  - Combinaisons des corps combustibles entre eux..
    - Combinaisons des corps simples non métalliques entre eux ou avec les métaux........
      - Gaz. — Terminaison en *e*.
      - Solide ou liquide id. en *ure*.
    - Combinaisons des métaux entre eux.
      - Alliages.
      - Amalgames lorsqu'ils contiennent du mercure.
  - Corps brûlés binaires..........
    - Ne rougissant pas la teinture de tournesol...... Oxides.
      - Ceux qui ont une même base se désignent par les mots de Protoxide, Deutoxide, Tritoxide, Peroxide, suivant qu'ils sont au 1er, au 2me, au 3me, au 4me degré d'oxigénation.
      - Les oxides irréductibles portent le nom de *Terre*. Les oxides qui verdissent le sirop de violette portent le nom d'*Alcali*.
    - Rougissant la teinture de tournesol.. Acides.
      - Leurs noms commencent par la première ou les deux premières syllabes de la base.
      - S'il n'y en a qu'un seul, la terminaison est en *ique*.
      - S'il y en a deux: le plus oxigéné est terminé en *ique*; le moins oxigéné id. en *eux*.
      - S'il y en a plus de deux, leurs noms sont précédés du mot *hypo*, et la terminaison est en *ique* ou en *eux*, suivant que l'acide est moins oxigéné que le premier ou les deux premiers.
  - Corps hydrogènes jouissant des propriétés.........
    - *Des Oxides.* — Il n'y en a qu'un seul, l'Ammoniaque.
    - *Des Acides.* — Leurs noms commencent par *hydro*, et sont terminés en *ique*.
  - Combinaisons des acides et des oxides............. Sels.
    - Leurs noms sont composés de la première ou des deux premières syllabes de l'acide, et sont terminés:
    - En *ate* lorsque l'acide est terminé en *ique*.
    - En *ite* lorsque l'acide est terminé en *eux*.
    - Avec excès d'acide ils sont précédés par le mot *sur*.
    - Avec excès de base ils sont précédés par le mot *sous*.
    - Sans excès ni de base ni d'acide, le nom de l'oxide est précédé du mot *neutre*.

4° *Division du Cours.*

Les corps simples, dont nous venons de donner la classification méthodique, en se combinant entre eux, donnent naissance à tous les corps qui existent. Les corps bruts paraissent ne devoir leurs propriétés qu'à la nature et à la proportion des élémens qui les constituent. Les causes qui ont assisté à leur formation pouvant presque toujours se reproduire, ces corps peuvent être décomposés et reformés de toutes pièces. Au contraire, les substances qui naissent pendant l'acte de la végétation et de la vie, presque toujours formées des mêmes élémens, paraissent devoir leurs propriétés, du moins en partie, à la disposition de leurs élémens. Aussi, nous pouvons bien quelquefois transformer quelques-unes de ces substances, les unes dans les autres; mais jusqu'ici il nous a été impossible d'en reformer aucune, parce qu'il n'est pas en notre pouvoir de reproduire artificiellement les circonstances et les forces qui se développent dans les êtres organisés. Ce caractère, si fortement tranché entre les corps qui se forment par les seules forces auxquelles toute la matière est soumise, et ceux qui naissent dans le sein des êtres organisés, nous conduit à diviser la chimie en deux grandes parties. Dans la première, nous réunirons tous les corps bruts ou inorganiques; dans la seconde, tous ceux qui appartiennent au règne organique.

A ces deux grandes divisions de la Chimie, nous ajouterons l'Analyse Chimique et des considérations générales sur les Forces qui produisent les combinaisons chimiques.

Pour diviser, d'une manière méthodique, la première partie, il faut commencer par classer tous les corps simples connus. Cette classification présente de très-grandes difficultés : les propriétés in-

dividuelles des corps simples sont si multipliées qu'on est fort embarrassé du choix des caractères distinctifs. Depuis longtemps on les a distingués en corps simples non métalliques et en métaux. Cette division, qui, au premier abord, paraît spécieuse, est cependant mal caractérisée ; l'état métallique n'est point une propriété exclusive des métaux ; l'iode le possède à un très-haut degré, et le carbone le présente quelquefois. Il en est de même de la pesanteur spécifique. Depuis la découverte de plusieurs métaux plus légers que l'eau, une grande pesanteur spécifique n'est plus le caractère distinctif des métaux.

Tous propagent le fluide électrique avec une grande facilité ; mais cette propriété ne leur est pas exclusive, puisque le carbone en jouit aussi. Il ne leur reste donc, pour propriété caractéristique, que de bien propager la chaleur.

Cependant, quoique cette division soit mal caractérisée, nous la conserverons, parce qu'elle est généralement admise (1).

Nous diviserons les corps simples non métalliques en 4 ordres. Dans le premier, nous renfermerons les élémens gazeux ; dans le second, ceux qui sont fusibles et volatils ; dans le troisième, ceux qui sont fixes, et, enfin, dans le quatrième, les bases inconnues des acides fluorique et silicique.

Nous avons été déterminé à classer ainsi les corps simples non métalliques par la nécessité d'examiner de suite l'eau et l'air atmosphérique, attendu qu'ils jouent un si grand rôle dans tous les phénomènes chimiques, qu'il est indispensable de les examiner de suite.

---

(1) La classification qui a été imaginée par M. Ampère, et qui est développée dans les Annales de Physique et de Chimie (tom. 1 et 2), est beaucoup plus méthodique : nous l'aurions suivie, si nous n'avions été retenu par les inconvéniens que présente l'introduction de plusieurs termes nouveaux, qui ne sont pas encore généralement adoptés.

Quand aux métaux, nous les avons rangés en 7 ordres, suivant le degré de leur affinité pour l'oxigène.

Dans le premier se trouvent les métaux irréductibles, c'est-à-dire, ceux dont l'existence n'est admise que par analogie, qui n'existent jamais qu'à l'état d'oxide, et dont l'oxigène n'a jamais pu être séparé : ces substances étaient autrefois désignées sous le nom de *Terres* ;

Dans le second, les métaux oxidables à l'air, irréductibles par la chaleur et décomposant l'eau à la température ordinaire ;

Dans le troisième, ceux qui sont oxidables à l'air, irréductibles par la chaleur et qui décomposent l'eau à la chaleur rouge seulement ;

Dans le quatrième, ceux qui sont oxidables et irréductibles, qui ne décomposent pas l'eau et qui sont acidifiables ;

Dans le cinquième, ceux qui sont oxidables, irréductibles par la chaleur, qui ne décomposent point l'eau et qui ne sont point acidifiables ;

Dans le sixième, les métaux oxidables et réductibles par la chaleur ;

Enfin, dans le septième, les métaux non-oxidables à l'air et réductibles par la chaleur.

Nous joignons ici le tableau méthodique de la division des corps simples.

CLASSIFICATION DES CORPS SIMPLES.

Corps simples non métalliques.	Gazeux			Oxigène.... Hydrogène.. Azote...... Chlore.....	1er ordre.
	Solides, fusibles et volatils			Phosphore.. Soufre...... Iode........ Sélénium...	2me ordre.
	Solides infusibles			Bore....... Carbone....	3me ordre.
	Bases des acides irréductibles			Fluor...... Silicium....	4me ordre.
Métaux.	Métaux irréductibles admis par analogie			Zirconium. Thorinium.. Yttrium.... Glucinium.. Magnésium..	1er ordre.
	Métaux oxidables à l'air et irréductibles par la chaleur........	Décomposant l'eau.	A la température ordinaire.....	Calcium.... Strontium.. Barium..... Lithium.... Sodium.... Potassium..	2me ordre.
			A la chaleur rouge.	Manganèse. Zinc........ Fer......... Etain....... Cadmium..	3me ordre.
		Ne décomposant pas l'eau............	Acidifiables.....	Arsénic..... Molybdene. Chrome..... Tungstene.. Colombium.	4me ordre.
			Non acidifiables.	Antimoine.. Urane...... Cérium..... Cobalt..... Titane...... Bismuth.... Cuivre...... Tellure..... Nickel...... Plomb.....	5me ordre.
	Métaux oxidables à l'air et réductibles par la chaleur......			Mercure.... Osmium....	6me ordre.
	Métaux non oxidables à l'air, mais réductibles par la chaleur.			Argent..... Palladium... Rhodium.... Platine..... Or.......... Irridium...	7me ordre.

Voici maintenant l'ordre que nous suivrons dans l'étude des corps simples et de leurs combinaisons. Nous commencerons par examiner les corps simples non métalliques, puis nous étudierons successivement leurs combinaisons. Après, nous considérerons les métaux d'une manière générale, et nous étudierons successivement leurs actions réciproques, et celles qu'ils exercent sur les corps simples non métalliques. Enfin, nous terminerons l'étude des corps inorganiques par l'examen des sels et par un chapitre particulier destiné à l'extraction des métaux.

Quant à la Chimie des corps organisés, nous la diviserons en deux parties : dans la première, il sera question des substances végétales ; dans la seconde, des substances animales.

Nous terminerons ce cours par un traité de l'analyse chimique et par des considérations générales sur les forces qui produisent les phénomènes chimiques.

La Chimie est composée maintenant d'un nombre prodigieux de faits, dont une petite portion seulement est d'une haute importance pour l'industrie. Comme cet ouvrage est principalement destiné aux applications de la Chimie aux Arts, nous nous étendrons spécialement sur tous les phénomènes qui sont importans par eux-mêmes ou d'une utilité directe dans les Arts ; et, pour que ce traité soit à la fois complet et élémentaire, nous mettrons en petit caractère les détails qui ne seront que scientifiques.

Lorsque nous serons obligé d'avoir recours à des théories qui sont uniquement du domaine de la Physique, il nous arrivera souvent d'en donner un précis ; mais lorsque nous serions entraîné dans de trop longues digressions, nous renverrons aux articles du cours de Physique qui y sont relatifs.

DIVISION DU COURS.

- **Ire PARTIE. SUBSTANCES INORGANIQUES.**
  - **LIVRE Ier.** Corps simples non métalliques et leurs combinaisons entre eux....
    - Corps simples non métalliques .... Chapitre Ier.
    - Composés non acides .... Ch. II.
    - Composés acides .... Ch. III.
  - **LIVRE II.** Métaux et leurs combinaisons entre eux et avec les corps simples non métalliques.
    - Corps simples métalliques .... Ch. Ier.
    - Composés combustibles .... Ch. II.
    - Composés oxigénés..
      - Oxides .... Ch. III.
      - Acides .... Ch. IV.
  - **LIVRE III.** Combinaisons des acides et des oxides métalliques. SELS.
    - Considérations générales sur les Sels .... Ch. Ier.
    - **Ire SECTION.** Sels dont l'acide oxigéné est à base ....
      - De Chlore .... Ch. II.
      - D'Azote .... Ch. III.
      - De Phosphore .... Ch. IV.
      - De Soufre .... Ch. V.
      - D'Iode .... Ch. VI.
      - De Sélénium .... Ch. VII.
      - De Bore .... Ch. VIII.
      - De Carbone .... Ch. IX.
      - D'Arsénic .... Ch. X.
      - De Molybdène .... Ch. XI.
      - De Chrome .... Ch. XII.
      - De Tungstène .... Ch. XIII.
      - De Colombium .... Ch. XIV.
    - **IIe SECTION.** Sels dont l'acide hydrogéné est à base ....
      - De Chlore .... Ch. XV.
      - De Soufre .... Ch. XVI.
      - D'Iode .... Ch. XVII.
      - De Sélénium .... Ch. XVIII.
    - **IIIe SECTION.** Sels dont l'acide est irréductible ....
      - Fluates .... Ch. XIX.
      - Silicates .... Ch. XX.
    - Extraction des métaux .... Ch. XXI.
- **IIe PARTIE. SUBSTANCES ORGANIQUES.**
  - **LIVRE Ier.** Substances végétales....
    - Considérations générales .... Ch. Ier.
    - Substances végétales et leurs combinaisons.... Ch. II.
    - Composition des parties des plantes .... Ch. III.
    - Phénomènes de la végétation .... Ch. IV.
    - Décomposition des plantes .... Ch. V.
  - **LIVRE II.** Substances animales....
    - Considérations générales .... Ch. Ier.
    - Substances animales et leurs combinaisons.... Ch. II.
    - Composition des parties des animaux .... Ch. III.
    - Phénomènes chimiques de la vie .... Ch. IV.
    - Décomposition des animaux .... Ch. V.

ANALYSE CHIMIQUE.

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES SUR L'AFFINITÉ.

COURS
DE CHIMIE.

PREMIÈRE PARTIE.

Substances Inorganiques.

LIVRE PREMIER.

Corps simples non métalliques et leurs combinaisons entre eux.

CHAPITRE Ier.

Des Corps simples non métalliques.

Nous diviserons les corps simples non métalliques en 4 ordres : dans le premier nous réunirons les corps simples gazeux ; dans le second, ceux qui sont fusibles et volatils ; dans le troisième, ceux qui sont fixes ; enfin, dans le quatrième, les bases inconnues des acides irréductibles.

§ Ier.

Des Corps simples gazeux.

Avant d'examiner les propriétés particulières des corps simples gazeux, il est nécessaire d'exposer les propriétés générales des gaz, l'influence physique de l'atmosphère, et enfin, les procédés au moyen desquels on peut recueillir, transvaser et mesurer les gaz.

1. *Propriétés générales des Gaz, influence de l'Atmosphère.* Tous les gaz sont pesans, quelques-uns sont colorés, d'autres sont invisibles, comme l'air ; tous sont compressibles, élastiques, communiquent la pression dans tous les sens, et tendent sans cesse à augmenter de volume, de sorte qu'ils se dilateraient indéfiniment, si la résistance des parois des vases qui les renferment, ou leur propre pesanteur, ou des forces étrangères, ne s'opposaient à leur force élastique. Leur volume est en raison inverse de la force comprimante, leur force élastique, en raison directe de cette force, et augmente avec la température.

L'atmosphère est une masse gazeuse qui environne la terre de toute part. Chaque couche de l'atmosphère supportant le poids des couches supérieures, la densité de l'atmosphère et, par conséquent, sa force élastique, vont en décroissant depuis la surface de la terre, où elles sont à leur maximum, jusqu'aux dernières limites de l'atmosphère où elles sont nulles.

L'air communiquant sa pesanteur dans tous les sens, il en résulte que tous les corps qui sont à la surface de la terre sont pressés dans tous les sens, de haut en bas, de bas en haut et latéralement, par une force qui diminue à mesure qu'on s'éloigne de la surface de la terre.

On mesure la pression de l'air au moyen d'un instrument appelé Baromètre. Le Baromètre est composé d'un tube de verre fermé à l'une de ses extrémités, entièrement purgé d'air et plongé, par son autre extrémité, dans un bain de mercure ; la pression de l'air qui agit sur la surface du métal, fait monter dans le tube une colonne de mercure, et la soutient à une hauteur telle que son poids fasse équilibre à la pression de l'air. Pour purger le tube d'air, on le remplit exactement de mercure et on le renverse dans la cuvette remplie du même métal, en fermant avec le doigt son extrémité inférieure (1).

Lorsqu'un gaz est renfermé dans un vase à parois solides et fermé

(1) Voyez pour plus de détails le Cours de Physique, chap. 4.

de toute part, il occupe toute la capacité du vase, et sa force élastique dépend de sa densité et de sa température.

Mais lorsqu'un gaz est renfermé dans un vase ouvert, ou fermé par une paroi élastique, ou lorsqu'il communique avec l'atmosphère seulement par l'intermédiaire d'un liquide, la pression de l'air agit sur lui et le comprime. Ainsi un gaz renfermé dans une vessie, ou dans une cloche reposant dans un liquide par sa partie inférieure, est comprimé par l'air atmosphérique.

Pour comparer les densités des gaz, on est convenu de les rapporter à celle de l'air atmosphérique; mais comme ces densités dépendent à la fois de la pression et de la température, on a pris, pour température fixe, celle de la glace fondante, et pour pression, celle de 0,^{m}76 de mercure, qui est la hauteur barométrique moyenne au niveau de la mer.

2. *Procédés pour recueillir les Gaz.* Lorsqu'un corps est plongé dans un fluide quelconque, liquide ou gazeux, il tend à tomber avec son poids et à monter avec une force égale au poids du fluide dont il tient la place. Ainsi, dans le cas où il est plus pesant que le fluide, il tombe; dans le cas contraire, il tend à monter. On voit d'après cela que, si un gaz est plus pesant que l'air, on pourra le recueillir et le transvaser dans l'air comme un corps liquide; si, au contraire, il est moins pesant, on ne pourra le contenir dans un vase qu'autant que l'ouverture du vase sera tournée vers le bas, et on ne pourra le faire passer dans un autre qu'en inclinant le premier sous cet autre, dont l'ouverture devra être également renversée. Mais ces procédés directs ne sont point applicables en général; car un grand nombre de corps gazeux ayant des pesanteurs spécifiques qui diffèrent peu de celle de l'air atmosphérique, on n'obtiendrait que des mélanges de ces gaz et d'air, d'autant plus qu'on a reconnu que les gaz qui diffèrent le plus en densité, avaient la propriété de se mêler, dans le cas même où le plus léger était placé au-dessus de l'autre. On est donc obligé de recueillir les gaz dans des vases fermés de toute part. On se sert quelquefois de vessies, plus souvent de cloches de verre ou de toute autre substance, qui reposent, par leur partie inférieure, dans un liquide qui est ordinairement de l'eau ou du mercure.

La cuve à eau dont on se sert pour recueillir les gaz qui ne sont pas solubles dans l'eau ou qui ne le sont pas sensiblement, est représentée en coupe et en projection dans les figures 1 et 2. Cet appareil est composé d'une caisse en bois A A A A recouverte intérieurement d'une lame de plomb. A deux ou trois centimètres au-dessous de la surface de l'eau, se trouvent les tablettes B B B fixes et destinées à recevoir les cloches. Ces tablettes sont garnies de rainures cylindriques C C C C. Au-dessous d'une des tablettes se trouve un entonnoir renversé M. Lorsqu'on veut recueillir un gaz, on adapte à la tubulure du flacon ou au col du ballon ou de la cornue qui renferme les substances d'où le gaz se dégage, un tube de verre plusieurs fois recourbé, dont on place la dernière branche horizontale dans une des rainures C de la planchette. Ensuite on remplit sous l'eau la cloche destinée à recueillir le gaz; on la retourne, on la soulève et on la glisse sur la planchette de manière que les bords inférieurs de la cloche restant toujours submergés, l'air ne puisse pas s'y introduire. La pression de l'air soutient l'eau dans la cloche, lors même que celle-ci aurait 32 pieds d'élévation, car le poids d'une semblable colonne d'eau ne serait pas plus grand que celui d'une colonne de mercure de 28 pouces (0,76), hauteur à laquelle la pression ordinaire de l'air atmosphérique élève et soutient ce métal dans nos baromètres. La cloche pleine d'eau est placée au-dessus de la partie horizontale du tube engagée dans la rainure C. Lorsque les gaz naissent dans l'intérieur de l'appareil, ils se dégagent à l'extrémité de ce tube en formant des bulles plus ou moins volumineuses, qui se dirigent verticalement à cause de la grande différence des pesanteurs spécifiques du gaz et de l'eau. Ces bulles arrivées au sommet de la cloche s'y accumulent en faisant descendre une partie correspondante d'eau. On peut regarder ces cloches comme des vases dans lesquels la surface du liquide intérieur forme une paroi mobile; dans la figure Ire, M représente un entonnoir renversé destiné à faire passer les gaz dans des cloches très-étroites. On emploie quelquefois, pour recueillir les gaz sous l'eau, l'appareil portatif représenté (*fig.* 3). Sur le fond horizontal du vase M N, on place un vase en terre cuite *a b c d* dans une position renversée; on fait

arriver la partie horizontale du tube par une ouverture latérale *d*, et le gaz s'élève dans la cloche par une ouverture *o* pratiquée au centre de la paroi sur laquelle repose la cloche.

Plusieurs gaz ayant la propriété de se dissoudre facilement dans l'eau, on doit employer, pour les recueillir, un autre liquide : c'est ordinairement le mercure, parce qu'il n'agit que sur un très-petit nombre d'entre eux. Comme ce métal a une grande densité et qu'il est très-cher, il faut avoir soin de construire la cuve destinée à le recevoir de manière à n'employer que le plus petit volume possible. Les figures 4 et 5 représentent en coupe et en projection une cuve à mercure. Elle est ordinairement construite en marbre. Elle est creusée carrément jusqu'à la profondeur de quelques centimètres, et, sur le milieu du fond seulement, on pratique une cavité cylindrique dont les dimensions sont exactement celles qui sont nécessaires pour remplir de mercure les cloches destinées à recueillir les gaz. Sur la partie horizontale qui environne le trou cylindrique, se trouvent des rainures C destinées à recevoir la dernière branche horizontale des tubes par lesquels les gaz doivent se dégager. On opère ici de la même manière que sur la cuve à eau. Il faut seulement que la hauteur des cloches ne dépasse jamais 28 pouces (0,76) qui est le maximum de hauteur à laquelle la pression de l'air peut retenir le mercure dans les cloches.

3. *Mesure du volume des Gaz.* Lorsqu'on veut mesurer le volume d'un gaz recueilli sous l'eau ou sous le mercure, on se sert de cloches ou de tubes gradués (*fig.* 6 *et* 7). Mais, pour que les volumes soient comparables entre eux, il faut les ramener et à la même pression et à la même température.

Pour qu'un gaz renfermé sous une cloche soit soumis à la pression totale de l'atmosphère, il faut nécessairement que la surface du liquide intérieur soit sur le prolongement du niveau du liquide extérieur ; car, par exemple, si le liquide était recueilli sur le mercure, et si ce liquide dans la cloche était élevé de deux pouces au-dessus du niveau extérieur, cette colonne de mercure ferait équilibre à une portion du poids de l'air atmosphérique, le mercure ne tendrait plus à remonter, par la

pression de l'air, qu'à une hauteur de 26 pouces, par conséquent, le gaz ne serait plus comprimé que par les $^{13}/_{14}$ de la pression atmosphérique ; ainsi son volume serait plus grand que s'il était soumis à la totalité de cette pression dans le rapport de 14 à 13.

Mais il ne suffit pas de réduire les gaz à la pression de l'air atmosphérique pour qu'ils soient soumis à la même pression ; car le poids de l'air éprouve des variations continuelles, à la vérité peu considérables, mais qui cependant, dans un grand nombre de circonstances, peuvent avoir trop d'influence pour être négligées.

Quand on connaît le volume d'un gaz et la hauteur du baromètre, il est facile d'en déduire le volume qu'aurait eu le gaz sous la pression barométrique de 0,76 centimètres, pression à laquelle on rapporte tous les volumes des gaz. En effet, les volumes des gaz étant en raison inverse des pressions, si l'on désigne par V le volume du gaz, par P la hauteur barométrique, et par V' le volume sous la pression de 76 centimètres, on aura la proportion

$$V : V' :: 0{,}76 : P$$

d'où l'on obtiendra la valeur de V' par les moyens ordinaires.

Il faut encore, comme nous l'avons dit, pour que les volumes des gaz soient comparables, les ramener à la même température. On y parvient facilement au moyen de cette loi générale que nous avons démontrée dans le Cours de Physique (2[e] *partie, chap. I[er]*), que tous les gaz se dilatent également, et que cette dilatation est de 0,00375 de leur volume à la température de zéro pour chaque degré du thermomètre centigrade. En désignant par V le volume observé à la température t, et par V' le volume la température de 0, V' sera donné par la formule

$$V' = \frac{V}{1 + t \times 0{,}00375}.$$

4. ***Tubes de sûreté.*** Lorsqu'un gaz se dégage d'un appareil quelconque, il arrive souvent, vers la fin de l'opération, que le liquide dans lequel l'extrémité du tube est plongée, remonte, par ce tube, jusque dans le vase, dont il occasionne souvent la fracture par le refroidissement subit qu'il y produit. Cet accident est connu sous le nom d'*Absorption*, et les appareils destinés à le prévenir sont désignés sous le nom de *Tubes de sûreté.*

Le phénomène de l'absorption étant produit par la diminution de force élastique des gaz renfermés dans l'appareil, diminution occasionnée par



l'abaissement de température, on l'empêche de se développer en introduisant dans l'appareil une certaine quantité d'air atmosphérique qui augmente la force élastique de ces gaz. C'est en cela seul que consiste l'effet des tubes de sûreté.

Le tube de sûreté le plus simple consiste en un tube droit A B (*fig.* 12) ouvert par ses deux extrémités. Il plonge de quelques millimètres dans le liquide contenu dans le ballon M N d'où les gaz se dégagent. Lorsque la force élastique des gaz renfermés dans l'appareil est égale à la pression atmosphérique, le liquide se trouve au même niveau et dans le ballon et dans le tube; lorsque la force élastique des gaz est plus grande que la pression atmosphérique, le liquide s'élève dans le tube au-dessus du niveau extérieur; et, enfin, lorsque la force élastique des gaz est plus petite que le poids de l'air atmosphérique, le liquide s'abaisse dans le tube au-dessous du niveau extérieur. Mais aussitôt que cette dépression est plus grande que la longueur de la partie du tube plongé dans le liquide, des bulles d'air atmosphérique entrent dans l'intérieur de l'appareil; et comme la dépression du liquide dans le tube A B et l'élévation du liquide dans le tube C D au-dessus du liquide P Q, sont produites toutes les deux par la différence entre la force élastique de l'air et celle des gaz renfermés dans l'appareil, on voit que le liquide du vase extérieur ne pourra jamais s'élever dans le tube C D qu'à une hauteur égale à la quantité dont le tube A B plonge dans le liquide M N.

Lorsque les substances renfermées dans l'appareil ne sont point liquides, on emploie le tube de sûreté A B C (*fig.* 13). La partie inférieure est remplie d'un liquide quelconque. La surface *b* de ce liquide étant soumise à la pression des gaz renfermés dans l'appareil, et la surface *a* étant soumise à la pression de l'air atmosphérique, la surface *a* sera au même niveau que la surface *b*, ou élevée au-dessus d'elle, ou abaissée, suivant que la force élastique des gaz renfermés dans l'appareil sera égale, plus grande ou plus petite que la pression de l'air atmosphérique. Dans ce dernier cas, celui où la force élastique des gaz est plus petite que la pression atmosphérique, le liquide se réunit dans la boule, et aussitôt que le niveau *a* est descendu jusqu'au point B,

l'air, par sa légèreté spécifique, traverse la colonne d'eau B C, et s'introduit dans l'appareil. On voit, d'après cela, que le liquide du vase extérieur ne peut pas s'élever dans le tube D E à une hauteur plus grande que celle du liquide dans le tube vertical B C, lorsque la branche A B n'en contient plus. On doit avoir soin de mettre dans le tube de sûreté un volume d'eau plus petit que celui de la boule, afin d'éviter qu'une portion de ce liquide ne soit pas entraînée dans le ballon.

Quant au tube de sûreté indiqué dans la fig. 14, il ne diffère du précédent qu'en ce que, au lieu d'être appliqué au col de l'appareil, il est soudé au tube qui conduit les gaz.

5.° *Appareils de Wolf.* Lorsqu'on doit faire passer un gaz à travers un liquide, pour qu'il s'y dissolve ou qu'il y produise une action chimique quelconque, on pourrait se borner à plonger dans le liquide le tube à l'extrémité duquel le gaz doit se dégager. Mais les bulles qui traversent le liquide n'agissant sur lui que par leur surface, la plus grande partie du gaz est soustraite à l'action du liquide. De là, la nécessité de faire passer les gaz à travers une série de flacons renfermant les liquides qui doivent agir sur les gaz. Les appareils que nous allons décrire portent le nom d'Appareils de Wolf.

Ces appareils (*fig.* 15) sont essentiellement composés d'une série de flacons communiquant entre eux par des tubes recourbés A B C D, A' B' C' D', A'' B'' C'' D''. Ces tubes étant destinés à faire passer les gaz d'un des flacons au fond du liquide renfermé dans le flacon suivant, ils doivent aboutir au-dessus de la surface liquide du premier et plonger au fond du second. Il est évident que le gaz, pour se dégager du vase M''', doit avoir, dans le flacon M'', une force élastique plus grande que celle de l'air atmosphérique, augmentée de la hauteur d'eau *a''' b'''*; que le gaz renfermé dans le flacon M' doit vaincre la pression de l'air renfermé dans le flacon M'', plus la hauteur d'eau *a'' b''*; que la force élastique de l'air renfermé dans le vase M doit surpasser la force élastique de l'air renfermé dans le flacon M', plus la hauteur d'eau *a' b'*; et qu'enfin la force élastique du gaz renfermé dans la cornue doit être plus grande que la force élastique de l'air renfermé dans le flacon M, plus la hauteur d'eau *a b*.

On voit, d'après cela, que la force élastique du gaz renfermé dans la cornue doit dépasser, pour que le gaz se dégage, la pression de l'air atmosphérique, plus le poids d'une colonne d'eau dont la hauteur serait égale à la somme des quantités dont les tubes plongent dans tous les flacons; et que, dans chacun d'eux, la force élastique est plus grande que celle de l'air atmosphérique augmentée de la somme des pressions produites par l'immersion des tubes dans les flacons suivans.

Pour éviter que des variations de force élastique fassent remonter le liquide d'un flacon dans le précédent, on garnit chacun d'eux d'un tube de sûreté qui, permettant à la force élastique du gaz qui y est renfermé de s'abaisser seulement d'une petite quantité au-dessous de la pression atmosphérique, ne peut jamais laisser subsister entre deux flacons consécutifs une différence de force élastique capable de faire remonter le liquide de l'un dans l'autre. Les figures 15 et 16 représentent les différentes manières de disposer ces tubes de sûreté.

Lorsqu'on n'adapte point de tube de sûreté au tube qui amène le gaz dans le premier flacon, il faut avoir soin de ne pas faire plonger ce tube dans le liquide du premier flacon. Alors ce premier flacon sert lui-même de tube de sûreté.

Dans les appareils que nous venons de décrire, l'action du liquide sur le gaz est favorisée non-seulement parce que le gaz étant obligé de traverser successivement tous les flacons, son contact se trouve multiplié, mais encore parce que la pression à laquelle il est soumis est plus grande que celle de l'air; et, enfin, parce qu'une partie du gaz séjourne dans chaque flacon, où il est en contact immédiat et permanent avec le liquide.

Dans les appareils en grand, on termine les extrémités des tubes par lesquels les gaz se dégagent sous l'eau, par des appendices en forme de tête d'arrosoir, percés d'un grand nombre de petits trous: le gaz, obligé de se dégager par ces petits orifices, se divise en petites bulles qui, présentant une plus grande surface, facilitent singulièrement l'affinité.

Un appareil de Wolf est long et pénible à établir, à cause de la difficulté d'ajuster les tubes, et du soin qu'il faut apporter à luter toutes

les tubulures, afin que le gaz ne puisse pas s'échapper (1) : il serait donc très-avantageux d'avoir des appareils permanens. Le moyen le plus simple de remplir cet objet, ce serait d'employer des flacons garnis au bas d'une tubulure fermée par un bouchon de verre usé à l'émeri ; à la fin de chaque opération, on ferait écouler le liquide par ces ouvertures ; on laverait les flacons en introduisant de l'eau par les tubes de sûreté ; et les tubes de communication, en fermant les tubes de sûreté et en aspirant par l'extrémité du tube destiné à établir la communication entre l'appareil et la cornue, l'eau passerait d'un vase dans l'autre, et en la renouvelant un certain nombre de fois, on ferait disparaître jusqu'aux moindres traces de l'opération précédente. Mais l'appareil que nous allons décrire est bien plus commode : il consiste (*fig.* 17) en une série de flacons qui n'ont à la partie supérieure qu'un seul orifice, et à la partie inférieure, une tubulure fermée avec un bouchon de verre usé. La tubulure supérieure est exactement fermée par un bouchon mastiqué, à travers lequel passent trois tubes fixes *a b*, *c d*, et *e f*. Le premier est destiné à faire arriver le gaz dans le flacon ; le second, à servir de tube de sûreté ; et le troisième, à conduire le gaz dans le flacon suivant. Le premier s'enfonce jusqu'au fond du vase ; le second, de quelques centimètres au-dessous de la surface du liquide ; et le troisième ne doit pas atteindre le liquide. Ces trois tubes sont environnés par un cylindre de verre luté, par sa partie inférieure, sur la tubulure du flacon. Pour monter cet appareil, on place les flacons à côté les uns des autres, on remplit les cylindres d'eau ou de mercure, et on fait communiquer les flacons par des tubes deux fois recourbés qui enveloppent, par une de leurs branches, le tube par lequel le gaz se dégage d'un flacon, et par l'autre, celui par lequel il doit entrer dans le flacon suivant. L'intervalle qui sépare les tubes enveloppans et les tubes enveloppés, étant rempli

(1) On appelle lut, une pâte qu'on applique sur les bouchons à travers lesquels passent les tubes de verre, afin de fermer toutes les petites ouvertures qui pourraient donner issue aux gaz. Les luts se composent tantôt de farine de graine de lin empâtée avec de la colle d'amidon, tantôt d'argile pétrie avec de l'huile de lin. On recouvre ordinairement les luts de petites bandes de papier fixées avec de la colle d'amidon.



par le liquide des cylindres, les gaz ne pourraient se dégager par là qu'autant que leur force élastique serait plus grande que le poids de la hauteur de l'eau ou du mercure renfermé dans les cylindres.

Après cette digression indispensable sur les propriétés générales des corps gazeux et leur manipulation, revenons à l'examen des propriétés des corps gazeux.

Les corps simples gazeux sont au nombre de quatre, savoir : l'Oxigène, l'Hydrogène, l'Azote et le Chlore.

Tous les corps simples gazeux, soumis à l'action des fluides impondérables, n'éprouvent aucune altération ni dans leur nature, ni dans leur forme. Un seul est coloré et odorant, c'est le chlore.

A. *Oxigène.*

6. Les phénomènes de la combustion, par leur importance et les circonstances qui les accompagnent ordinairement, ont à toutes les époques fixé l'attention. La chaleur et la lumière qui se développent dans la combustion d'un grand nombre de corps, la destruction apparente de la plupart des substances végétales soumises à l'action du feu, ont fait adopter, sur ce phénomène important, des idées très-fausses. On crut d'abord que la chaleur, qui n'en est qu'une conséquence, en était l'unique agent. Plus tard, Sthal imagina que tous les corps combustibles renfermaient un fluide particulier, qu'il désignait sous le nom de Phlogistique, qui se dégageait pendant la combustion et qui produisait la chaleur et la lumière qui accompagnent ordinairement ce phénomène. Cette théorie eut, à la vérité, l'avantage de lier des phénomènes qui jusqu'alors avaient été isolés. Mais comme elle n'était pas fondée sur les faits observés, qu'elle était même en contradiction avec un grand nombre d'entre eux, elle eut le sort de toutes ces théories qui ne sont que le fruit de l'imagination.

Nous avons déjà dit, que le phénomène de la combustion résidait uniquement dans le fait de la combinaison d'un corps avec l'oxigène. Cette combinaison est souvent accompagnée de chaleur et de lumière, mais

elle ne l'est pas toujours : c'est ce que nous reconnaîtrons bientôt par des expériences directes, lorsque nous aurons examiné les procédés au moyen desquels on peut se procurer l'oxigène.

7. *Extraction.* On prépare l'oxigène principalement par quatre procédés, que nous allons décrire successivement.

Le premier consiste à introduire dans une cornue de grès, du peroxide de manganèse, substance connue dans le commerce sous le nom de Manganèse noir. La cornue placée dans un fourneau à réverbère (*fig.* 18), est garnie d'un tube recourbé dont l'extrémité s'engage sous des cloches pleines d'eau. Par l'action de la chaleur, le peroxide de manganèse se décompose en oxigène qui se dégage, et en deutoxide de manganèse qui reste dans l'intérieur de la cornue. Le dégagement n'a lieu que lorsque la cornue est rouge-cerise.

Le second consiste à soumettre à l'action de la chaleur un mélange d'acide sulfurique et de peroxide de manganèse. L'acide sulfurique décompose le peroxide de manganèse en oxigène qui se dégage, et en deutoxide avec lequel il se combine, et forme du sulfate de deutoxide de manganèse qui reste dans la cornue. Cette décomposition ayant lieu à une température qui n'est pas très-élevée, peut être faite dans une cornue de verre (*fig.* 19).

Le troisième consiste à soumettre à l'action de la chaleur, du deutoxide de mercure, substance connue dans le commerce sous le nom de Précipité rouge : la chaleur dégage l'oxigène et réduit le mercure à l'état métallique. Cette opération peut encore se faire dans une cornue de verre (*fig.* 19).

Enfin, le dernier procédé consiste à décomposer, par l'action de la chaleur, le chlorate de potasse, sel connu sous le nom de Muriate sur-oxigéné de potasse. La potasse est réduite à l'état métallique, l'acide chlorique, à l'état de chlore ; il se forme du chlorure de potassium qui reste dans la cornue, et il se dégage une très-grande quantité d'oxigène très-pur.

Quel que soit le procédé qu'on emploie, il faut avoir soin de se servir d'appareils garnis de tubes de sûreté, et de ne jamais recueillir

le gaz qui se dégage au commencement, car il est toujours mêlé de l'air atmosphérique qui était resté dans la cornue.

8. *Propriétés Physiques.* Le gaz obtenu par l'un quelconque des procédés que nous venons de décrire, présente toujours les mêmes propriétés : il est incolore, sans odeur, insipide ; son pouvoir refringent est plus petit que celui de tous les autres gaz. Sa pesanteur spécifique est de 1,1025 ; il est, par conséquent, plus pesant que l'air atmosphérique. Une compression forte et subite le rend lumineux ; il ne partage cette propriété qu'avec l'air et le chlore. On vérifie cette propriété en introduisant de l'oxigène dans une cloche de verre très-épaisse, longue, étroite (*fig.* 20) et bien calibrée, qu'on ferme au moyen d'un piston ; ce piston, soumis dans l'obscurité à une pression forte et subite, fait faillir de la lumière du gaz comprimé.

9. *Propriétés Chimiques.* L'oxigène se combine avec tous les corps ; mais comme l'affinité des corps pour l'oxigène est très-variée, il en est qui l'absorbent à la température ordinaire, d'autres à une température plus ou moins élevée, d'autres, enfin, ne peuvent se combiner avec lui que lorsque l'oxigène sort d'une combinaison, solide ou liquide, pour repasser à l'état gazeux ; on désigne cet état passager sous le nom de Gaz naissant.

Le phénomène de la combustion consistant uniquement dans la combinaison d'un corps avec l'oxigène, ce phénomène ne peut avoir lieu qu'autant que le corps combustible est en contact avec l'oxigène. Ce corps pouvant se présenter à l'état de gaz, pur ou mêlé avec d'autres, combiné avec différens corps à l'état solide ou liquide, on conçoit que le phénomène de la combustion est bien plus général qu'on ne le pense ordinairement, car elle peut être alimentée ou par l'oxigène gazeux ou par tous les corps brûlés, dans lesquels l'oxigène est retenu par une affinité plus petite que celle de l'oxigène pour le corps combustible. Ainsi, lorsqu'un corps brûle dans l'air, c'est lui qui fournit l'oxigène qui se combine avec le corps combustible ; dans la combustion de la poudre, c'est le salpêtre qui, par sa décomposition, fournit l'oxigène, qui se combine avec le charbon et le soufre.

Nous allons chercher à démontrer, par des expériences directes, une partie des faits que nous venons d'énoncer.

Lorsqu'on plonge dans une cloche pleine d'oxigène un corps en combustion, elle devient beaucoup plus vive et dégage une quantité beaucoup plus considérable de chaleur et de lumière. L'augmentation de chaleur est si considérable, qu'une bougie dont la flamme est éteinte, mais dont la mèche présente encore quelques points en ignition, étant plongée dans l'oxigène, se rallume subitement. Un fil de fer, à l'extrémité duquel on a placé un morceau d'amadou incandescent, plongé dans l'oxigène, y brûle avec un éclat que l'œil peut à peine soutenir. Pour faire cette dernière expérience, on se sert d'un flacon à large goulot (*fig.* 21); on le remplit d'oxigène sur la cuve à eau, on le ferme sous l'eau en appliquant contre ses bords, usés à l'émeri, un disque de verre dépoli qu'on appelle obturateur; on l'enlève de la cuve en le retournant, et on remplace l'obturateur par un bouchon de liége, traversé par un fil de fer tourné en spirale, et portant à son extrémité un morceau d'amadou allumé. La combustion se transmet au fer, le fer oxide entre en fusion, forme des gouttes qui, tombant successivement au fond du vase, le briseraient infailliblement si leur température n'était diminuée en traversant une couche d'eau de quelques centimètres, qu'on a soin de laisser toujours au fond du vase. Le bouchon qui porte le fil de fer doit être seulement posé sur le goulot du flacon; car, si ce dernier était fermé hermétiquement, la force élastique du gaz, occasionnée par la chaleur, produirait une explosion.

Pour démontrer que l'oxigène est absorbé dans le phénomène de la combustion, le moyen le plus simple est celui qui a été employé par Lavoisier. Ce moyen est fondé sur une propriété remarquable du mercure : ce métal, à une température inférieure à celle de son ébullition, se brûle et se transforme en une matière rouge, connue sous le nom de Deutoxide de mercure; mais à une température plus élevée, cet oxide se décompose, et le mercure revient à l'état métallique. L'appareil de Lavoisier, représenté fig. 23, est composé d'un ballon garni d'un tube dont l'extrémité verticale s'élève jusqu'au sommet d'une cloche pleine

d'oxigène. Dans l'intérieur du ballon qui avait été primitivement rempli d'oxigène, on avait placé une certaine quantité de mercure ; ce mercure, soumis pendant plusieurs jours à une température inférieure, mais très-voisine de celle de l'ébullition, se transforma en oxide. Une certaine portion d'oxigène avait été absorbée, on en détermina le volume en observant la hauteur du liquide dans la cloche M N au commencement et à la fin de l'opération. La densité connue de l'oxigène permit d'estimer le poids de l'oxigène absorbé, et, en pesant le ballon après l'oxidation du mercure, on trouva que le poids du mercure était augmenté exactement de celui de l'oxigène qui avait disparu. L'oxigène qui était resté dans la cloche avait conservé les mêmes propriétés. L'appareil étant toujours disposé de la même manière, on soumit l'oxide de mercure à l'action d'une température beaucoup plus élevée : l'oxide de mercure se décomposa, et lorsque la décomposition fut complète, on retrouva dans la cloche M N le volume du gaz primitif et avec les mêmes propriétés.

9. *Phénomènes qui se développent dans la combustion.* Presque toujours le corps en combustion devient incandescent, souvent la combustion est accompagnée d'une flamme plus ou moins volumineuse, d'autres fois la combustion n'a lieu qu'avec dégagement de chaleur ; enfin, il arrive quelquefois que ce phénomène n'est accompagné d'aucun développement de chaleur.

10. *Cause de la chaleur produite dans la combustion.* On a cru pendant long-temps que la chaleur qui se manifeste ordinairement pendant la combustion, provenait de la condensation de l'oxigène et du corps combustible ; car, les intervalles qui séparent les molécules des corps étant remplis par la chaleur, le rapprochement subit des molécules doit faire jaillir une grande quantité de chaleur ; mais cette explication, qui est satisfaisante dans un certain nombre de cas, est loin de l'être dans tous. En effet, on conçoit bien, par exemple, que dans la combustion du phosphore dont le résultat est un corps solide, l'oxigène, passant de l'état gazeux à l'état solide, a dû abandonner une grande quantité de chaleur ; mais dans la combustion du charbon, dont le produit est ga-

zenx, l'oxigène conserve son premier état, et le charbon devient gazeux ; et dans la combustion de la poudre où l'oxigène et les corps combustibles sont solides et donnent naissance à des produits gazeux, cette explication n'est plus admissible, car il n'y a plus condensation. Le même raisonnement conduirait, au contraire, à admettre dans ces derniers phénomènes une production de froid ; ce qui n'est pas ; car tout le monde sait que la combustion du charbon et de la poudre est accompagnée d'un grand dégagement de chaleur. On a essayé de répondre à cette objection, en disant que la chaleur spécifique des corps brûlés était beaucoup plus petite que celle des corps combustibles ; mais cette différence, lorsqu'elle existe, n'est jamais suffisante pour rendre raison de la grande quantité de chaleur qui se dégage, et d'ailleurs, dans un grand nombre de cas, la chaleur spécifique du corps brûlé est plus grande que celles du corps combustible et de l'oxigène.

Cependant il est certain qne la dilatation ou la condensation des élémens de la combustion et les différences de chaleur spécifique de ces élémens et du corps brûlé ont une grande influence sur la température qui accompagne la combustion : mais ces causes n'agissent pas toujours dans le même sens : tantôt elles produisent un dégagement, tantôt une absorption de chaleur. Or, comme dans toutes les combustions instantanées il se produit beaucoup de chaleur, il doit exister une cause, différente de celles que nous avons déjà énoncées, qui non-seulement produise toujours de la chaleur, mais qui en produise en quantité suffisante pour détruire le froid occasionné souvent par la nature gazeuse du produit de la combustion.

Il paraît que cette cause réside dans l'électricité ; en effet, nous verrons plus tard que les molécules de tous les corps, à l'instant qui précède leur combustion, sont chargées d'électricité opposée. Or, on sait que les électricités opposées, en se combinant ; produisent un grand dégagement de chaleur ; l'étincelle électrique enflamme les corps combustibles, et volatilise les métaux ; un courant électrique rend incandescent le charbon placé dans le vide. A la vérité, nous ignorons complétement la cause de ce développement de chaleur et de lumière qui

accompagne la neutralisation des deux espèces d'électricité : mais cette connaissance n'est point nécessaire pour faire regarder l'électricité comme la cause très-probable du grand dégagement de chaleur qui a lieu dans les combinaisons chimiques.

Nous avons dit, que la combustion avait lieu quelquefois sans dégagement sensible de chaleur ; cela n'arrive jamais que dans les combustions qui se font très-lentement : par exemple, le fer exposé à l'air se ternit, se couvre d'une matière rouge, qui n'est autre chose que de l'oxide de fer ; cependant le thermomètre le plus sensible n'a jamais laissé apercevoir la plus légère variation de température dans cette combustion. La raison en est assez simple ; la chaleur qui se dégage dans la combustion d'un même corps, paraît être proportionnelle à la quantité de corps brûlé formé dans le même temps ; on conçoit d'après cela que la quantité d'oxide de fer qui se forme dans une combustion vive pendant un temps très-court et qui est accompagnée d'un grand dégagement de chaleur, ne pouvant se produire par une combustion lente que dans un temps beaucoup plus considérable, la chaleur dégagée à chaque instant pourra être si petite qu'elle n'aura aucune influence sur nos thermomètres les plus sensibles.

11. *Cause de la production de la lumière.* L'expérience prouve que toutes les fois qu'un corps est soumis à une température voisine de 500 degrés, la chaleur est accompagnée de lumière ; d'où il résulte que la lumière qui se manifeste dans la combustion est une conséquence nécessaire de la chaleur qui se développe. Aussi, on remarque que la lumière est d'autant plus vive que la température est plus élevée : nous devons cependant dire qu'il y a quelques exceptions. Il arrive quelquefois que la combustion est accompagnée de lumière sans que la température du corps diffère sensiblement de celle des corps environnans : tel est, par exemple, le phosphore, dont la combustion dans l'air, à la température ordinaire, produit une lumière visible dans l'obscurité sans dégagement sensible de chaleur.

12. *Flamme.* La flamme est le lieu où se fait la combustion d'un gaz. Ainsi, les corps combustibles gazeux et les corps combustibles solides ou

liquides qui peuvent se réduire en vapeur, ou qui peuvent se dégager par la chaleur des corps combustibles gazeux ou seulement à l'état de vapeurs, sont seuls susceptibles de former une flamme. Lorsqu'un corps gazeux combustible est mêlé avec de l'oxigène et qu'on enflamme le mélange, la combustion se communique dans toute la masse avec une grande rapidité, et la flamme n'est qu'instantanée. Mais lorsque le gaz inflammable ne se présente que successivement à la combustion, la flamme est permanente, et sa forme dépend de celle du dégagement du gaz, de sa vitesse, de la force et de la direction des courans d'air, etc.

La flamme n'est lumineuse qu'à sa surface extérieure, parce que c'est là seulement que le gaz combustible est en contact avec l'air, et par conséquent que la combustion a lieu et peut produire de la chaleur et de la lumière ; l'intérieur de la flamme est obscur et rempli par le gaz combustible, dont une partie s'échappe par le centre de la flamme sans se brûler.

L'intensité de la chaleur d'une flamme est bien supérieure à celle de l'ignition des corps solides ; car, si l'on présente un fil de platine très-fin à une distance de $^1/_{20}$ de pouce de la surface visible de la flamme, le fil de platine deviendra rouge-blanc.

La lumière produite par la flamme n'acquiert un grand degré d'intensité qu'autant que la flamme est en contact avec des corps solides ; ainsi, des fils de platine ou d'amiante augmentent beaucoup la lumière de la flamme de l'alcool ; ainsi, tous les gaz qui, dans la combustion, forment des corps solides, produisent une flamme bien plus vive que celle des autres gaz.

Lorsqu'on plonge dans un mélange d'oxigène et d'un gaz combustible un corps dont la température est très-élevée, la combustion se communique et se propage presque instantanément dans toute la masse ; mais on conçoit qu'il peut arriver que la température du corps soit telle, qu'elle ne détermine que la combinaison de la couche de gaz qui est immédiatement en contact avec lui, et que la chaleur dégagée par cette combustion, incapable de la propager dans le reste de la masse, soit cependant suffisante pour maintenir le corps à une haute température et même à l'incandescence. C'est ce qui arrive lorsqu'on plonge dans

un mélange d'oxigène et de plusieurs gaz combustibles un fil de platine de $^1/_{60}$ à $^1/_{70}$ de pouce de diamètre chauffé au rouge : la combinaison lente qui a lieu seulement à sa surface le maintient incandescent. On peut répéter cette expérience de la manière suivante : on met quelques gouttes d'éther dans un verre froid, ou quelques gouttes d'alcool dans un verre chaud (*fig.* 24) ; on roule en spirale un fil de platine, on le fait rougir à la flamme d'une bougie, et on le plonge dans le verre de manière à ce qu'il ne touche point le liquide : le fil qui, à l'instant de son immersion dans le verre, n'était plus lumineux, devient resplendissant, et, par la combustion de la vapeur qui a lieu à sa surface, il conserve cet état tant qu'il y a une assez grande quantité d'air et de vapeur ; le camphre produit le même effet que l'éther et l'alcool. Il faut, pour que cette expérience réussisse, avoir soin que le fil de platine ne se couvre pas de charbon pendant qu'on le chauffe à la flamme de la bougie ; car la plus petite parcelle de charbon empêcherait l'expérience d'avoir lieu. Il faut aussi avoir soin de ne pas prendre un fil de platine d'un trop petit diamètre ; car la température pourrait devenir assez élevée pour communiquer la combustion à toute la masse. On peut encore faire l'expérience d'une manière plus commode : on place la spirale de platine autour de la mèche d'une lampe à alcool (*fig.* 25), de manière qu'elle la dépasse un peu ; on allume la lampe ; le fil de platine rougit ; on éteint la flamme, et la vapeur qui se dégage en se brûlant lentement, maintient l'incandescence du fil de platine pendant des heures entières.

La flamme n'étant que le lieu où se fait la combustion d'un corps gazeux, et cette combustion exigeant, pour se développer, une certaine température, il faut, pour qu'elle puisse se propager, que la chaleur n'éprouve aucun obstacle et se répande avec facilité. On conçoit facilement d'après cela que, si un mélange de gaz combustibles est séparé en deux parties par un corps qui laisse communiquer les deux masses, mais qui absorbe la chaleur avec une grande facilité, tel qu'une toile métallique, la combustion pourra avoir lieu d'un côté de la toile métallique et ne point se communiquer au delà ; c'est ce qui arrivera toujours si la toile est suffisamment serrée. Mais, comme à mesure que

la combustion a lieu, la toile s'échauffe, il pourra arriver un instant où la quantité relative de chaleur absorbée sera assez petite pour que la combustion se communique à travers. On peut vérifier ces résultats de la théorie d'une manière bien simple : il suffit de placer horizontalement sur la flamme d'une bougie, une toile métallique ; la flamme s'arrête contre la toile, prend la forme d'un cône tronqué, qui, vu en dessus de la toile, n'est brillant que sur ses bords. Une portion de la fumée qui, avant l'interposition de la toile métallique, produisait la partie supérieure de la flamme, s'échappe sans se brûler.

Il est facile de prévoir que la flamme de tous les mélanges combustibles est arrêtée par des tissus métalliques, d'autant plus serrés, que ces mélanges entrent en combustion à des températures moins élevées. Au lieu d'une toile métallique, on pourrait se servir d'une plaque à petits trous capillaires, ou d'une boite remplie de grains de plomb ; car il suffit évidemment que le mélange combustible puisse s'échapper par des espaces capillaires dont les parois soient métalliques. Nous verrons plus tard que M. Davy, à qui on doit toutes ces observations sur la flamme, en a fait une heureuse application à la construction des lampes de sûreté.

Après avoir ainsi exposé l'action chimique de l'oxigène sur les corps inorganiques et les phénomènes qui se développent dans ces actions, il nous resterait à examiner l'action de l'oxigène sur les végétaux et sur les animaux ; mais nous renverrons cet examen à la seconde partie de la Chimie.

13. *État Naturel.* L'oxigène est peut-être de tous les corps celui qui est le plus répandu ; il constitue les 0,21 de l'air atmosphérique : c'est un des élémens de l'eau, de presque toutes les substances minérales, de toutes les substances végétales et animales.

14. *Histoire.* Il fut découvert en 1774, par Priestley et Scheele ; mais ce fut Lavoisier qui en examina le premier les propriétés et qui découvrit la théorie de la combustion. Ce corps fut d'abord désigné sous les noms d'*Air déphlogistiqué*, d'*Air vital*, d'*Air pur* ; ce ne fut qu'à la réforme de la nomenclature chimique, qu'il reçut le nom d'*Oxigène*, formé

des deux mots grecs ὀξὺς et γείνομαι, que l'on traduit ordinairement par *Générateur de l'acide*. Ce nom était convenable lorsqu'il a été formé, car alors on ne connaissait que des acides oxigénés ; mais il est devenu impropre depuis la découverte des acides hydrogénés.

Pour déterminer les poids relatifs des molécules des corps, on est convenu de les rapporter à celui de l'oxigène, qu'on représente par l'unité ; nous verrons à la fin de l'histoire de chaque corps, les procédés qui ont été employés pour déterminer le poids de sa molécule, mesuré avec cette unité.

B. *Hydrogène.*

15. *Propriétés Physiques.* L'Hydrogène est un gaz incolore, sans odeur et sans saveur. Sa pesanteur spécifique est beaucoup plus petite que celle de l'air atmosphérique ; elle est de 0,0688, c'est-à-dire, à peu près 14 fois plus petite que celle de l'air atmosphérique.

C'est en vertu de cette légèreté spécifique que le gaz hydrogène peut être recueilli et transvasé dans des cloches pleines d'air atmosphérique comme dans des cloches pleines d'eau; et c'est à cette même légèreté spécifique qu'est due la force ascensionnelle des ballons gonflés avec du gaz hydrogène.

Ce gaz réfracte la lumière avec une très-grande énergie. Son pouvoir réfringent est de 6,614, celui de l'air étant pris pour unité.

16. *État naturel.* L'hydrogène est un corps très-répandu dans la nature, mais on ne le trouve jamais libre. Combiné avec l'oxigène, il constitue l'eau, il entre dans la composition de toutes les substances végétales et animales et d'un grand nombre de substances inorganiques.

17. *Préparation.* C'est toujours de l'eau qu'on extrait le gaz hydrogène. Pour cela, on introduit dans un flacon à deux tubulures (*fig.* 26) de l'eau et de la limaille de fer ou de zinc ; une des tubulures reçoit un tube de sûreté A B ; l'autre est garnie d'un tube plusieurs fois recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau. On verse de l'acide sulfurique par le tube de sûreté : à l'instant même l'eau est décomposée, son hydrogène se dégage ; l'oxigène, en se combinant avec le métal, le

fait passer à l'état d'oxide, et cet oxide, en se combinant avec l'acide sulfurique, forme un sulfate de fer ou de zinc.

Le gaz hydrogène obtenu par ce procédé est toujours odorant et d'une pesanteur spécifique plus grande que celle que nous avons annoncée : cela tient à la présence d'une matière huileuse, dont on peut facilement le débarrasser en l'agitant avec de la potasse. Pour cet effet, on remplit de gaz hydrogène presqu'en totalité un flacon à col étroit ; on le ferme sous l'eau avec un bouchon, après y avoir introduit un petit fragment de potasse caustique : on l'agite alors pendant quelques minutes ; après quoi, il a perdu l'odeur qu'il avait d'abord, et recouvré sa grande légèreté spécifique. On pourrait encore se contenter de faire passer ce gaz à travers une dissolution de potasse.

Gay-Lussac a imaginé un appareil permanent très-commode, au moyen duquel on peut se procurer à volonté du gaz hydrogène. Cet appareil (*fig.* 25) est composé d'un flacon à trois tubulures ; dans celle du milieu passe un ballon ouvert à sa partie supérieure, et dont le col rétréci descend jusqu'à une petite distance du fond du flacon ; la seconde est fermée par un bouchon de liége ou de métal, auquel est suspendu un cylindre de zinc ou de fer *m n*, dont la partie inférieure est plus élevée que l'extrémité C du ballon ; enfin, la troisième tubulure porte un tube recourbé, garni d'un robinet D. Pour se servir de cet appareil, on verse dans le ballon, par l'ouverture *o*, un mélange d'une partie d'acide sulfurique et de deux parties d'eau ; le robinet D étant ouvert, le liquide s'introduit dans le flacon : lorsque le cylindre métallique est atteint par le liquide, le gaz hydrogène se forme, et se dégage par l'extrémité E. On en laisse ainsi dégager jusqu'à ce qu'il ait entraîné la totalité de l'air qui remplissait le flacon ; alors on ferme le robinet : l'hydrogène continue à se former ; mais n'ayant aucune issue par laquelle il puisse se dégager, sa force élastique exerce sur le liquide une pression qui le force à remonter dans le ballon ; bientôt le liquide ne touche plus le cylindre de zinc, et, par conséquent, le gaz cesse de se produire : lorsqu'on veut en recueillir, on engage l'extrémité E sous une cloche pleine d'eau, on ouvre le robinet, et le gaz, comprimé par le poids du liquide

renfermé dans le ballon, se dégage ; le liquide remonte dans le flacon, et, parvenu à la hauteur du cylindre métallique, donne naissance à une nouvelle quantité de gaz. Ainsi, en fermant le robinet D, on arrête et le dégagement et la formation du gaz ; et, en l'ouvrant, on produit et le dégagement de celui qui était déjà formé, et la formation d'une nouvelle quantité de gaz.

On pourrait encore, pour obtenir du gaz hydrogène parfaitement pur, employer le procédé que nous allons indiquer. Dans un canon de fusil A B (*fig.* 27) qui passe à travers un fourneau, on met un fil de fer tourné en spirale ; à l'extrémité la plus élevée du canon de fusil on adapte un tube de sûreté à boule ; à l'autre, un tube qui s'engage sous des cloches pleines d'eau. Lorsque le canon de fusil est incandescent, on verse de l'eau par le tube, de manière qu'elle n'arrive que goutte à goutte dans le canon de fusil : elle se réduit d'abord en vapeur, et en passant dans cet état sur le fer incandescent, elle y est décomposée : le fer s'oxide, et l'hydrogène se dégage sous les cloches pleines d'eau. On pourrait, dans cette expérience, remplacer le tube au moyen duquel on introduit l'eau dans le canon, par une cornue dans laquelle on réduirait l'eau en vapeur : cette disposition serait même plus commode que la précédente. Le gaz hydrogène obtenu par ce procédé est parfaitement inodore.

18. *Propriétés Chimiques.* Lorsqu'on plonge une bougie allumée dans une cloche pleine de gaz hydrogène et dont l'ouverture est tournée vers le bas, la couche inférieure d'hydrogène s'enflamme, et la bougie s'éteint en pénétrant dans la cloche ; ainsi, l'hydrogène est combustible, mais il n'alimente pas la combustion. Si, au lieu d'avoir placé l'ouverture de la cloche en bas, on l'avait tournée en sens contraire, le gaz, par sa légèreté spécifique, serait sorti de la cloche et aurait brûlé instantanément.

On peut effectuer la combustion du gaz hydrogène de plusieurs manières, ou en le laissant dégager dans l'air par un petit orifice, alors la flamme est continue ; ou bien en faisant un mélange de gaz hydrogène et d'oxigène ou d'air : dans ce dernier cas, la combustion et la flamme sont instantanées.

Pour produire la combustion successive du gaz hydrogène, on peut

se servir d'une fiole à médecine (*fig.* 29), dans laquelle on met de la limaille de fer ou de zinc, et de l'acide sulfurique étendu ; on ferme la fiole avec un bouchon de liége, à travers lequel passe un tube de verre terminé par un orifice capillaire. Le gaz, en se dégageant par cet orifice, peut être enflammé par un corps quelconque en ignition ou par une étincelle électrique ; la flamme est continue, peu lumineuse, mais susceptible de communiquer une vive ignition aux corps solides qui y seraient plongés. On se sert quelquefois d'un appareil plus compliqué (*fig.* 30). Il est composé d'un ballon M N à la partie supérieure duquel se monte à vis un vase A B C D, avec lequel la communication peut être établie ou arrêtée par le robinet E. Le même robinet, en établissant ou en interceptant la communication du ballon et du réservoir supérieur, produit le même effet entre le ballon M N et le tube métallique F G, dont l'extrémité G est ouverte. Pour se servir de cet appareil, on commence par remplir d'eau le réservoir A B C D ; en ouvrant le robinet E, l'eau tombe dans le ballon, et l'air s'échappe par l'ouverture G. Lorsque le ballon est plein, on ferme le robinet et on place l'appareil sur la planchette d'une cuve à eau ; on enlève le bouchon *h* qui ferme l'orifice inférieur du ballon, et on fait arriver par là du gaz hydrogène ; lorsque le ballon est rempli, on remet le bouchon *h* ; on verse de l'eau dans le réservoir A B C D, et en tournant le robinet E, l'eau s'écoule dans le ballon, et force le gaz à se dégager par l'ouverture G, où l'on peut l'enflammer.

Lorsque, au moyen d'une machine pneumatique, on raréfie l'air dans lequel brûle le gaz hydrogène, la flamme augmente de volume, sa température s'abaisse, et la flamme disparaît lorsque sa température est devenue plus petite que celle qui est nécessaire pour produire la combustion du gaz. L'extinction de la flamme a lieu lorsque le baromètre n'indique plus qu'une force élastique de 3 pouces de mercure.

Pour produire la combustion instantanée du gaz hydrogène, il faut faire un mélange de deux parties de ce gaz et d'une partie d'oxigène, ou bien de deux parties d'air atmosphérique et d'une partie de gaz hydrogène : ces mélanges portent le nom de Gaz tonnant ; on peut les en-

flammer, par un choc brusque, par une étincelle électrique, ou par la présence d'un corps en combustion.

Quel que soit le procédé qu'on emploie pour enflammer du gaz tonnant, on ne doit jamais opérer que sur une très-petite quantité; car, la combustion ayant lieu spontanément dans toute la masse, il se développe une grande chaleur, l'eau qui se forme tend à occuper un volume plus grand que celui de ses élémens à l'état de gaz, et, par conséquent, les parois du vase, dans lequel se fait la combustion, sont choqués avec une grande force, et, si la détonation se fait dans un vase ouvert à l'air atmosphérique, l'air est fortement comprimé par l'expansion subite de la vapeur d'eau; mais cette vapeur perdant presque au même instant sa force élastique, par le refroidissement dû au contact de l'air, les couches d'air comprimées reviennent rapidement à leur première densité; de là, de violentes ondulations dans l'air environnant et un bruit d'aûtant plus considérable qu'on opère sur un plus grand volume de gaz.

Pour enflammer le gaz tonnant par un choc, on peut se servir d'un cylindre métallique fermé par un piston (*fig.* 20). Pour enflammer ce gaz par un corps incandescent, on peut se servir d'un flacon ordinaire; mais pour éviter d'être blessé, si le flacon venait à se briser, il faut l'environner d'un linge destiné à retenir les fragmens du flacon; on peut encore, et cela est beaucoup plus commode, introduire le gaz dans une vessie garnie d'un robinet, d'où on le fait passer, par la pression, dans de l'eau de savon renfermée dans un mortier de fer ou de cuivre: le gaz forme des bulles nombreuses, auxquelles on peut mettre le feu sans craindre aucun accident. Pour introduire le gaz dans la vessie, on se sert de la cloche à robinet (*fig.* 9); lorsqu'elle est pleine de gaz, on y adapte le robinet d'une vessie vide, on enfonce la cloche dans l'eau en ouvrant les deux robinets, et la pression fait passer le gaz dans la vessie.

Lorsqu'on veut enflammer du gaz tonnant par une étincelle électrique, on se sert d'un instrument appelé *Eudiomètre*; il est composé d'une cloche (*fig.* 31) d'un verre très-épais; à la partie supérieure se

trouvé un bouton métallique; au-dessous, et à une distance d'un millimètre, une autre boule métallique, fixée à l'extrémité d'une tige tournée en spirale dans l'intérieur de la cloche, et qui descend jusqu'à sa partie inférieure, afin d'être en contact avec le liquide sur lequel repose la cloche; on introduit dans cette cloche le gaz qu'on veut faire détonner, et en faisant arriver sur la boule extérieure une étincelle électrique, ou avec une bouteille de Leyde, ou avec le plateau d'un électrophore (Cours de Physique, 2me partie, chap. 2), elle passe entre les deux boules intérieures et détermine la combustion du gaz. On doit, comme nous l'avons dit, se servir d'une cloche très-épaisse, et n'opérer que sur une petite quantité de gaz; nous devons ajouter qu'il faut tenir l'eudiomètre pendant la détonation, afin d'éviter qu'il ne soit projeté en l'air. Pour que la combustion de l'hydrogène soit totale, il y a une certaine limite de proportion qu'il ne faut pas dépasser. Lorsque le mélange renferme plus de 9,5 d'oxigène sur 1 d'hydrogène, ou moins de $1/_{10}$ d'oxigène sur 1 d'hydrogène, la combustion cesse de se propager.

Lorsque le gaz oxigène et l'hydrogène sont mêlés dans les proportions convenables pour que la communication de la combustion ait lieu, elle est arrêtée par un tissu métallique suffisamment serré; nous en avons indiqué la cause (13).

Lorsqu'on plonge un fil de platine de $1/_{60}$ de pouce de diamètre et chauffé au rouge dans un mélange d'oxigène et d'hydrogène, la température du fil métallique étant suffisante pour déterminer la combinaison de la couche de gaz qui est immédiatement en contact avec lui, mais trop petite pour propager la combustion dans toute la masse, la combustion se fait successivement, et la chaleur qu'elle produit maintient le fil de platine incandescent. Si le fil n'avait que $1/_{80}$ de pouce de diamètre, il s'échaufferait beaucoup plus et finirait par produire la combustion instantanée de toute la masse.

Dans tous les phénomènes que nous venons de décrire, l'oxigène et l'hydrogène se combinent toujours dans la même proportion; savoir: deux volumes d'hydrogène et un d'oxigène, ou en poids de 11,10 d'hydrogène et de 88,90 d'oxigène; le produit de la combinaison est toujours de l'eau.

Pour reconnaître dans quelle proportion l'oxigène et l'hydrogène se combinent, on peut se servir de l'eudiomètre (*fig.* 31); on y introduit 100 parties d'oxigène et 200 d'hydrogène, qu'on mesure dans un tube gradué (*fig.* 7): la combustion produite par une étincelle électrique, ne laisse aucun résidu gazeux; si on introduit 200 parties d'hydrogène et autant d'oxigène, après la combustion, on trouve un résidu de 100 parties d'oxigène. Mais il est plus commode de se servir, pour faire ces expériences, de l'eudiomètre (*fig.* 32); il est composé d'un tube de verre très-épais A B, aux deux extrémités duquel sont mastiquées des viroles en cuivre portant les robinets C et D et les entonnoirs M et N. L'entonnoir supérieur peut recevoir à frottement la virole en cuivre F, qui termine le tube gradué E F; à la partie supérieure du tube A B, se trouve un bouton métallique *a* destiné à recevoir et à faire passer une étincelle électrique dans l'intérieur. Pour se servir de cet instrument, on commence par le plonger sous l'eau en ouvrant les deux robinets; lorsque l'air s'est dégagé, on ferme le robinet supérieur et on pose l'appareil sur la planchette d'une cuve à eau; au moyen du tube gradué E F, on mesure les volumes des gaz, qu'on fait ensuite passer dans l'eudiomètre: on ferme le robinet D, afin que la force expansive de la vapeur d'eau qui se forme à l'instant de la combustion, ne fasse pas sortir une partie des gaz hors de l'appareil; on détermine la combinaison par une étincelle électrique qu'on fait arriver sur le bouton *a*; et, pour recueillir et mesurer le résidu, on remplit d'eau le tube gradué E F, on bouche avec le doigt sa partie inférieure et on le porte dans l'entonnoir supérieur, qui doit être également plein d'eau; alors, en ouvrant le robinet C, les gaz qui ont échappé à la combustion passent dans ce tube.

19. *Usages.* On emploie le gaz hydrogène pour faire l'analyse des gaz qui renferment de l'oxigène, pour gonfler les ballons, pour se procurer de la lumière, et enfin, pour produire une température extrêmement élevée.

Lorsqu'on veut déterminer la quantité d'oxigène renfermé dans un gaz, décomposable par l'hydrogène; on introduit dans l'eudiomètre un

volume déterminé de ce gaz et d'hydrogène ; on produit la combustion de l'hydrogène par une étincelle électrique ; en mesurant le résidu, on en déduit le volume de gaz qui a disparu ; et comme l'hydrogène se combine toujours avec la moitié de son volume d'oxigène, le tiers de l'absorption représente l'oxigène qui a été combiné avec l'hydrogène, et, par conséquent, la quantité d'oxigène que renfermait le gaz soumis à l'analyse.

Au commencement de la découverte des aérostats, on produisait leur force ascensionelle au moyen de l'air dilaté ; mais depuis long-temps on a abandonné ce procédé dangereux, et maintenant on emploie uniquement le gaz hydrogène pour gonfler les ballons. (Voyez pour les détails de ces opérations le Cours de Physique, I[re] Partie, chap. 5.)

Les appareils dont on se sert pour obtenir de la lumière par la combustion du gaz hydrogène, consistent en un réservoir d'où l'on peut à volonté faire sortir, par un orifice capillaire, un courant d'hydrogène qu'on enflamme par une étincelle électrique. La disposition la plus commode est représentée (*fig.* 33) ; cet appareil est composé d'un flacon A B, d'un ballon et d'un cylindre métallique *m n* disposés de la même manière que dans la figure 28 (13) ; la seule différence, c'est que le robinet D, en même temps qu'il laisse échapper un courant d'hydrogène, soulève, au moyen du levier *a*, le plateau *x y* d'un électrophore, renfermé dans la boîte qui sert de base à l'appareil : l'étincelle électrique, reçue par le bouton *b* ; passe entre deux pointes qui se trouvent placées vis-à-vis l'orifice par lequel le gaz s'échappe ; ce gaz s'enflamme, et transmet la combustion à la bougie. Les figures 34 et 35 représentent les projections horizontales et verticales du robinet. Comme les électrophores retiennent l'électricité pendant un temps très-considérable, cet appareil conserve pendant des mois entiers la propriété d'allumer une bougie par le seul mouvement du robinet D.

Nous avons vu que la chaleur qui se dégage dans la combustion spontanée d'un mélange de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxigène, était très-considérable ; on conçoit d'après cela que, s'il était possible de faire sortir un pareil mélange par un orifice très-capillaire,

ce gaz produirait, par sa combustion, une flamme continue, dont la température serait très-élevée, parce que la combustion aurait lieu en même temps dans toute le volume de la flamme, et qui serait encore d'autant plus grande que le gaz serait plus dense, c'est-à-dire, qu'il aurait été soumis avant sa sortie à une plus forte pression. On parvient facilement à ce but au moyen de l'instrument que nous allons décrire et qui porte le nom de *Chalumeau de Clarke.* Cet appareil consiste en une caisse A B C D (*fig.* 36) en cuivre très-épais, destinée à contenir le gaz tonnant comprimé; on introduit d'abord ce gaz dans la vessie S, fixée à la pompe foulante M N. Cette pompe s'adapte dans l'écrou P; en ouvrant et fermant alternativement le robinet Q lorsqu'on descend et que l'on monte le piston *m* de la pompe, on fait passer tout le gaz de la vessie successivement dans le corps de pompe et dans le réservoir; on accumule par ce moyen une quantité suffisante de gaz pour que sa force élastique soit équivalente au poids de plusieurs atmosphères; on fait alors sortir le gaz par un ajutage de platine D, percé d'un orifice très-capillaire: mais pour éviter que la combustion ne se propage dans la masse, on place dans l'intérieur du tuyau E F un grand nombre de disques de toiles métalliques, et on fait plonger le prolongement de ce tuyau dans un vase renfermant une petite quantité d'huile; de sorte que la combustion ne peut se communiquer aux gaz qui sont renfermés dans l'intérieur de l'appareil qu'autant que la flamme passerait à travers toutes les toiles métalliques et à travers une couche d'huile; cependant, malgré toutes ces précautions, il est souvent arrivé que la flamme s'est propagée dans l'intérieur, et a produit de violentes détonations. Pour éviter ces accidens, qui sont toujours très-dangereux, on peut employer un autre appareil tout aussi simple et qui est tout-à-fait sans danger. Cet appareil consiste (*fig.* 37) en une caisse de fer-blanc A B C D ouverte par la partie supérieure, et renfermant trois caisses égales M, N, P, ouvertes seulement par le bas, et maintenues dans leur position par les tringles *ab*, *cd*; ces caisses communiquent avec un réservoir cylindrique V au moyen de trois petits tuyaux de cuivre, garnis des robinets *m*, *n*, *p*. La figure 38 représente la projection horizontale amplifiée de cette partie de l'appareil; à l'extrémité

de ce réservoir se trouvent plusieurs toiles métalliques, et l'ajutage conique T, rempli de grenaille de fonte, et percé à son extrémité d'un orifice très-capillaire. Pour se servir de cet instrument, on commence par remplir d'eau la cuve A B C D ainsi que les caisses M, N, P. Il suffit pour cela d'ouvrir les robinets *m, n, p,* R, pour laisser sortir l'air contenu dans les caisses, et de verser de l'eau dans la cuve ; ensuite on remplit deux caisses d'hydrogène et une d'oxigène au moyen d'une vessie, dont le robinet est garni d'un tube recourbé (*fig.* 39) qu'on introduit entre la cuve et les caisses, et dont on place l'extrémité inférieure sous la caisse qu'on veut remplir. Les caisses étant également pleines, on ouvre en même temps les robinets *m, n, p ;* les gaz étant soumis à la même pression et les robinets ayant des ouvertures égales, le gaz qui arrive dans le réservoir commun V et qui s'échappe par l'ajutage T est composé de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxigène; les grains de fonte dont le tube conique T est rempli, ainsi que les toiles métalliques qui sont placées à l'extrémité du réservoir V, empêchent la flamme de rentrer dans l'intérieur de l'appareil ; mais dans le cas où elle rentrerait, il ne pourrait jamais en résulter aucun accident fâcheux, car le mélange des gaz n'ayant lieu que dans le réservoir V, qui n'a que de très-petites dimensions, la détonation occasionnée par la combustion des gaz qui y sont renfermés serait peu considérable. Si dans cet appareil on voulait rendre la pression plus grande, il faudrait faire souder sur les bords supérieurs de la caisse un couvercle qui se terminerait par un tube vertical, dont la hauteur serait déterminée par la pression à laquelle on voudrait soumettre les gaz. Les tubes de cuivre par lesquels les gaz sortent des caisses M, N, P, devraient être soudés au couvercle aux endroits où ils le traverseraient, et on serait obligé d'introduire les gaz dans les caisses, en adaptant les vessies au robinet R, et en établissant la communication avec la caisse qu'on voudrait remplir par les robinets *m, n, p.* La chaleur qui se dégage dans la combustion d'un mélange condensé d'hydrogène et d'oxigène est tellement considérable, qu'elle produit la fusion des corps les plus réfractaires et la volatilisation d'un grand nombre.

20. *Histoire.* Le gaz hydrogène fut connu dès le commencement du 17[me] siècle, sous le nom d'*Air inflammable.* Mais ce fut seulement en 1777 que ses propriétés commencèrent à être bien connues par les recherches de Cavendish. Le nom qui lui a été assigné dans la nouvelle nomenclature vient des deux mots grecs ὕδρος γίνομαι, qui signifient *Générateur de l'eau.* Il aurait mieux valu lui donner un nom insignifiant; car, d'après l'étymologie du mot, on devrait commencer par *Hydro* le nom des acides qui renferment de l'eau et ceux qui renferment seulement de l'hydrogène.

Pour déterminer le poids de la molécule hydrogène, on est parti de ce principe, que tous les gaz sous le même volume, sous la même pression et à la même température, renferment le même nombre de molécules; ce n'est point un fait démontré, mais il est très-probable, comme nous le verrons plus tard. D'après cela, les poids relatifs des molécules des corps gazeux sont entre eux comme leurs pesanteurs spécifiques; or, la pesanteur spécifique de l'hydrogène est 0,0688, et celle de l'oxigène est 1,1025; donc, en représentant par 1 la molécule d'oxigène, celle de l'hydrogène sera le quotient de 0,0688 par 1,1025, c'est-à-dire, 0,06217.

C. *Azote.*

21. *Propriétés Physiques.* Ce gaz incolore, inodore, insipide, n'éprouve, de même que tous les autres corps simples gazeux, aucune altération de la part des fluides impondérables. Son pouvoir réfringent est faible, sa pesanteur spécifique est de 0,9757.

22. *État Naturel.* Il existe dans l'air atmosphérique, dont il forme les 79 centièmes; il existe dans la composition de plusieurs substances végétales, de toutes les matières animales et d'un grand nombre de substances minérales.

23. *Préparations.* C'est ordinairement de l'air qu'on extrait l'azote, par le procédé que nous allons indiquer. On met quelques fragmens de phosphore dans une petite capsule placée sur l'eau, on enflamme le phosphore et on le recouvre à l'instant d'une cloche pleine d'air. L'oxigène est absorbé par le phosphore, et il se forme de l'acide phosphorique qui se dissout dans l'eau. Après l'extinction du phosphore, le

gaz qui reste dans la cloche est composé d'azote, mêlé avec une très-petite quantité d'oxigène, d'acide carbonique et de phosphore en vapeur. Pour absorber les dernières portions d'oxigène, on introduit dans la cloche des cylindres de phosphore placés à l'extrémité d'un tube de verre, et on les y laisse jusqu'à ce que le phosphore cesse d'être lumineux dans l'obscurité. Après quoi, en fait passer le gaz dans un flacon, on y introduit un fragment de potasse solide qui, par l'agitation, absorbe l'acide carbonique et les vapeurs de phosphore.

24. *Propriétés Chimiques.* L'azote éteint les corps en combustion, parce que l'oxigène seul peut produire et alimenter la combustion; de plus, il n'est point combustible dans les circonstances ordinaires, parce qu'il n'absorbe point l'oxigène gazeux; cependant l'azote se combine avec l'oxigène dans plusieurs proportions différentes; mais ces combinaisons n'ont jamais lieu que dans des circonstances particulières, que nous ferons connaître par la suite.

25. *Usage.* L'azote n'est jamais employé dans les arts; mais il joue un rôle important dans la nature.

26. *Histoire.* L'azote a été découvert en 1775 par Lavoisier.

Le poids de la molécule d'azote, déterminé par le rapport de sa pesanteur spécifique à celle de l'oxigène, est de 0,884.

Air Atmosphérique.

27. *Propriétés Physiques.* Nous renvoyons pour ce qui regarde les propriétés physiques de l'air atmosphérique au commencement de ce chapitre, et pour plus de détails, au Cours de Physique, Ire partie, chap. 5.

28. *Composition.* L'air atmosphérique est composé de 79 parties d'Azote, de 21 d'Oxigène, de quelques millièmes d'Acide carbonique et de Vapeur d'eau.

Tous les phénomènes de la combustion indiquent dans l'air la présence de l'oxigène; on en détermine la quantité en faisant détonner dans l'eudiomètre un mélange d'air et d'un excès d'hydrogène, le tiers de l'absorption est la quantité d'oxigène que renfermait l'air soumis à l'expérience.

On peut reconnaître la présence de l'acide carbonique dans l'air, par la propriété que possède cet acide, de former dans l'eau de chaux ou de barite un précipité blanc insoluble, et on parvient à en déterminer exactement la quantité par le procédé suivant. Dans un ballon de verre M N (*fig.* 40) de plusieurs litres de capacité, et fermé par une virole en cuivre, garnie d'un robinet, on introduit une dissolution de barite; après avoir fermé le robinet, on agite la liqueur, pour favoriser la combinaison de la barite avec l'acide carbonique; ensuite on fait le vide dans le ballon, à l'aide d'un tuyau de cuir A B, qui s'adapte au robinet du ballon et au plateau d'une machine pneumatique; on remplit de nouveau le ballon d'air atmosphérique en ouvrant le robinet P; par l'agitation on absorbe encore l'acide carbonique renfermé dans cette nouvelle quantité d'air, et on répète cette expérience autant de fois qu'il est nécessaire, pour que le précipité soit en quantité suffisante pour être recueilli et pesé; la capacité du ballon, multipliée par le nombre d'expériences, donne le volume d'air sur lequel on a opéré et le poids du précipité, donne, par la connaissance de sa composition, celui de l'acide carbonique qu'il contient, et par conséquent celui que renfermait la masse d'air qui a été soumise à l'action de l'eau de barite.

L'évaporation lente, mais continuelle, des liquides qui sont exposés à l'air, les brouillards, les nuages et une infinité d'autres phénomènes, ne permettent pas de douter de l'existence de l'eau dans l'air. Si cependant on voulait démontrer directement la présence de l'eau dans l'air atmosphérique, le moyen le plus direct consiste à mettre, dans un ballon de verre, un mélange de 5 parties de sulfate de soude cristallisé et de 4 parties d'acide hydro-chlorique : ces deux substances, par leur réaction, produisent un froid de plusieurs degrés au-dessous de zéro, et les vapeurs qui sont en contact avec le ballon, condensées par le refroidissement, se précipitent à l'état liquide sur la surface extérieure du ballon et s'y congèlent.

Pour déterminer la quantité de vapeur d'eau contenue dans l'air atmosphérique, on pourrait employer l'appareil dont on se sert pour estimer la quantité d'acide carbonique : on commencerait par introduire

dans le ballon du chlorure de chaux : cette substance ayant une très-grande affinité pour l'eau, absorberait en peu d'instans toute la vapeur contenue dans l'air renfermé dans le ballon ; on renouvellerait celui-ci un certain nombre de fois ; l'augmentation de poids du chlorure de chaux donnerait la quantité d'eau absorbée, et connaissant, par la capacité du ballon et le nombre de fois que l'air a été renouvelé le volume d'air sur lequel on a opéré, on en déduirait le poids de la vapeur d'eau renfermé dans un volume quelconque d'air.

Toutes les analyses faites sur l'air recueilli dans un grand nombre de lieux différens à la surface du globe, ont toujours donné 21 d'oxigène et 79 d'azote. Le même résultat ayant été obtenu sur de l'air recueilli par M. Gay-Lussac dans un voyage aérostatique à une hauteur de 6900 mètres, il paraît que dans l'air atmosphérique le rapport entre l'oxigène et l'azote est permanent. Il n'en est pas de même de l'acide carbonique ; la quantité en est toujours très-petite, mais elle est variable. Quant à la vapeur d'eau, la quantité varie dans des limites extrêmement étendues.

29. *Propriétés Chimiques.* Dans tous les phénomènes de la combustion, l'air atmosphérique agit de la même manière que l'oxigène pur, puisque l'azote, à l'état de gaz, n'exerce aucune action sur les autres corps : mais comme dans l'air l'oxigène se trouve dilaté par son mélange avec l'azote, les phénomènes de la combustion, dans l'air atmosphérique, ont un degré d'intensité beaucoup plus faible que dans l'oxigène pur.

La combustion absorbe continuellement une grande quantité d'oxigène, et verse dans l'air atmosphérique de l'acide carbonique et d'autres corps gazeux ; les animaux qui respirent par des poumons, transforment également en acide carbonique une grande quantité d'oxigène ; et les plantes, par l'action des rayons solaires, décomposent l'acide carbonique, absorbent le carbone et rendent libre une quantité correspondante d'oxigène. Il semble, d'après cela, que la composition de l'air atmosphérique ne doit point être permanente ; cependant, depuis une trentaine d'années que l'on observe, on n'a pas aperçu la moindre altération dans sa composition. Pour concevoir ce résultat, il faut remarquer que de tous les

phénomènes qui tendent à altérer la composition de l'atmosphère, les plus influens sont ceux produits par la respiration des animaux et par la végétation ; et les effets produits sont opposés, les animaux transforment l'oxigène en acide carbonique, et les plantes l'acide carbonique en oxigène. Il paraît cependant difficile d'admettre qu'il y ait une exacte compensation. Mais comme la quantité d'acide carbonique fournie par les animaux est très-petite relativement à la masse de l'atmosphère, et que cette quantité est encore diminuée par l'action des plantes, si ces deux causes ne se compensent pas exactement, l'altération qui en résulte ne pourra être appréciable qu'après un temps très-considérable.

Il est évident que tout ce que nous venons de dire sur la permanence de la composition de l'air, n'est applicable qu'à des masses d'air communiquant librement avec le reste de l'atmosphère, et qu'une masse d'air isolée de toute part, ou qui ne peut se renouveler que difficilement, doit éprouver, par la combustion et l'action des plantes et des animaux, des altérations considérables.

30. *Histoire.* La composition de l'air atmosphérique, et le rôle qu'il joue dans les phénomènes de la combustion et de la respiration, n'ont été bien connus que par les travaux de Lavoisier. C'est lui qui le premier découvrit que l'air était composé de deux corps gazeux, dont l'un seulement était absorbé dans la combustion.

D. *Chlore.*

31. *Propriétés Physiques.* Ce corps, dont le nom dérive du mot grec χλωρος, qui signifie verdâtre, est un gaz d'un jaune-verdâtre, d'une odeur forte et tellement caractérisée, qu'il est impossible de la confondre avec celle d'aucun autre corps. Il n'éprouve de la part des fluides impondérables aucune altération ni dans sa nature ni dans sa forme. Sa pesanteur spécifique est de 2,4216.

32. *État naturel.* Le chlore n'existe jamais dans la nature que combiné avec d'autres corps. Les composés naturels dans lesquels le chlore entre

comme élément, sont : le chlorure de sodium, substance connue sous le nom de *Sel marin*, les chlorures de cuivre et d'argent et les hydrochlorates de soude, de chaux, de magnésie et d'ammoniaque.

33. *Préparation.* On peut préparer le chlore par deux procédés différens. Le premier consiste à soumettre à l'action de la chaleur, dans un ballon ou une cornue de verre (*fig.* 19), un mélange d'une partie de peroxide, de manganèse et de 5 à 6 parties d'acide hydrochlorique : l'acide hydrochlorique se partage en deux parties, l'une se décompose en chlore qui se dégage, et en hydrogène qui se combinant avec une partie de l'oxigène, du peroxide de manganèse, forme de l'eau ; l'autre partie se combine avec le manganèse ramené à l'état de protoxide et forme de l'hydrochlorate de protoxide de manganèse qui reste dans l'appareil. Le second procédé, qui est beaucoup plus avantageux que le premier, consiste à soumettre à l'action de la chaleur un mélange formé avec une partie de peroxide de manganèse, 4 de sel marin, 2 d'acide sulfurique concentré, étendu, 2 parties d'eau ; on pulvérise et on mêle l'oxide et le sel, on l'introduit dans le ballon ou la cornue, et on verse peu à peu l'acide par le tube de sûreté. L'acide sulfurique se divise en deux parties : l'une, agissant sur le peroxide de manganèse, produit un dégagement d'oxigène et du protosulfate de manganèse ; l'autre, en agissant sur le sel marin, produit un dégagement d'acide hydrochlorique et du sulfate de soude : l'oxigène, en se combinant avec l'hydrogène de l'acide hydrochlorique, produit de l'eau, et le chlore se dégage. On doit recueillir le chlore dans des cloches pleines d'eau, parce qu'il attaque le mercure ; mais il faut avoir soin de ne pas laisser le chlore trop long-temps en contact avec l'eau, parce qu'il s'y dissoudrait ; il faut, pour le conserver, le recueillir dans des flacons de verre à goulot étroit, et lorsqu'ils sont pleins, les fermer sous l'eau avec des bouchons de verre.

L'eau ayant la propriété de dissoudre à la température et à la pression ordinaire une fois et demie son volume de chlore, c'est toujours en dissolutions dans l'eau qu'on emploie ce gaz ; on prépare ces dissolutions au moyen d'un appareil de Wolf (5), (*fig.* 15 et 16). L'eau dissolvant d'autant plus de chlore que la température est moins élevée, lorsqu'on

veut obtenir des dissolutions très-concentrées, il faut environner les flacons d'un mélange frigorifique. Le chlore ayant la propriété de décomposer l'eau par l'action de la lumière, on doit conserver les dissolutions de chlore dans des vases couverts de papier noirci.

Comme le chlore attaque avec une très-grande énergie toutes les substances végétales, souvent il se fait jour à travers les luts en les rongeant, et s'échappe, du moins en partie, dans l'air atmosphérique. Aussi, lorsqu'on veut l'obtenir à l'état de gaz, on emploie ordinairement une cornue dont le col très-allongé (*fig.* 41) est plongé lui-même sous des cloches pleines d'eau. Et lorsqu'on veut l'obtenir en dissolution dans l'eau, il est plus avantageux d'employer l'appareil représenté fig. 17, et de se servir d'un ballon (*fig.* 42) construit sur le même principe, et garni d'une tubulure fermée par un bouchon de verre : par cette tubulure, on peut enlever le résidu de chaque opération et introduire de nouvelles substances dans le ballon, sans être obligé de démastiquer l'appareil qui est placé au col du ballon. Si, malgré ces précautions, une certaine portion de chlore se dégageait dans l'air atmosphérique, on neutraliserait ce gaz au moyen de l'ammoniaque.

Dans les arts on emploie une grande quantité de chlore en dissolution dans l'eau. On se sert, pour obtenir cette dissolution, d'une cuve en maçonnerie garnie d'une couche de mastic. Le gaz, porté par un tube au fond de cette cuve pleine d'eau, est obligé de suivre une gouttière renversée qui s'élève, en serpentant, jusqu'à la surface du liquide. Le gaz, forcé de parcourir un grand circuit, se dissout en bien plus grande quantité que si les bulles avaient traversé sans obstacle la masse d'eau.

34. *Propriétés Chimiques.* Le chlore se combine avec l'oxigène en plusieurs proportions différentes ; mais ces combinaisons n'ont jamais lieu lorsque ces deux corps sont à l'état de gaz ; par conséquent, le chlore n'est pas combustible dans les circonstances ordinaires.

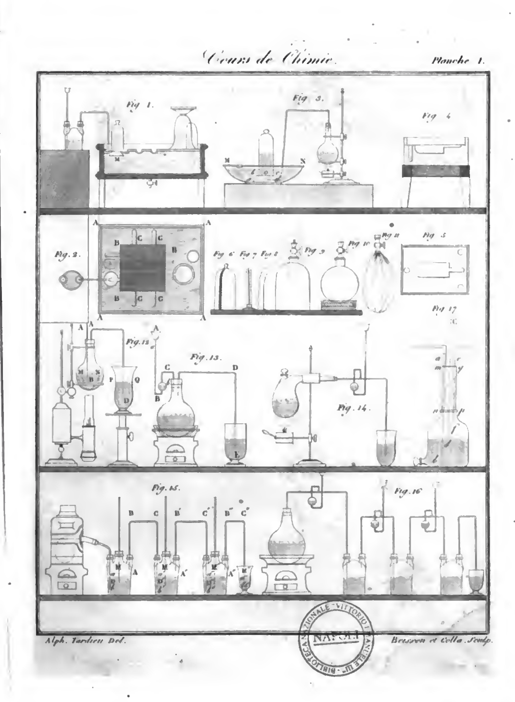
Le chlore et l'hydrogène se combinent avec avec une très-grande facilité. Lorsque après avoir introduit dans un ballon un mélange de chlore et d'hydrogène, on place ce ballon dans un lieu obscur, les deux gaz se

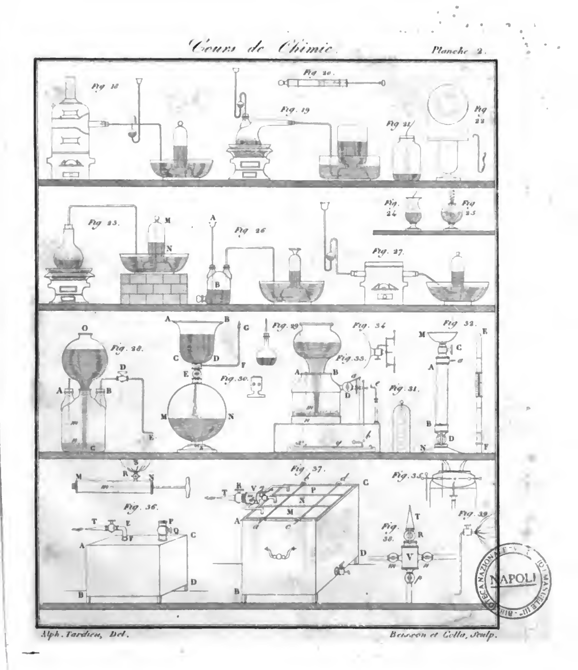
mêlent, malgré leur différence de pesanteur spécifique, mais ne se combinent pas. Si le ballon est exposé seulement à la lumière diffuse, la combinaison a lieu lentement, la couleur jaune et l'odeur du chlore disparaissent, et on trouve dans le ballon un gaz que nous connaîtrons plus tard sous le nom d'*Acide hydro-chlorique*. Si, au lieu d'exposer le mélange de chlore et d'hydrogène à la lumière diffuse, on le soumet à l'action directe des rayons solaires, la combinaison a lieu instantanément avec explosion. Pour faire cette expérience sans danger, on introduit dans une fiole à médecine parties égales de chlore et d'hydrogène, on ferme la fiole avec un bouchon de liége, et on la jette de manière à lui faire rencontrer les rayons solaires. La combinaison a aussi lieu instantanément par une chaleur de 200 degrés environ.

Le chlore altère les teintures bleues végétales, mais ces altérations sont bien différentes de celles qui proviennent des acides : les couleurs bleues rougies par les acides reviennent, par les alcalis, à leur teinte primitive ; celles, au contraire, qui ont été mises en contact avec le chlore, sont dénaturées sans retour. L'action du chlore sur les matières végétales n'est point bornée aux seules matières colorantes ; il agit sur toutes les substances végétales et même sur toutes les matières animales. C'est à la grande affinité du chlore pour l'hydrogène, qu'est due cette action si énergique que le chlore exerce sur les matières organisées : c'est en s'emparant de leur hydrogène qu'il les dénature.

35. *Histoire*. Le chlore, découvert en 1774 par Schéele, fut d'abord désigné sous le nom d'*Acide marin déphlogistiqué*. A la création de la nomenclature chimique, on le désigna sous le nom d'*Acide muriatique oxigéné*. Plus tard, MM. Gay-Lussac et Thénard démontrèrent que tous les phénomènes auxquels le chlore donne naissance, pouvaient s'expliquer également bien, en regardant ce corps comme simple ou comme composé. Jusqu'ici il a été impossible de résoudre d'une manière complète le problème de la nature du chlore ; mais toutes les probabilités sont en faveur de l'hypothèse qui le regarde comme un corps simple ; et cette dernière opinion est admise par tous les chimistes.

36. *Usages*. On emploie le chlore en dissolution dans l'eau pour blanchir


Cours de Chimie.
Planche 1.
Fig. 1.
Fig. 3.
Fig. 4.
Fig. 2.
Fig. 6
Fig. 7
Fig. 8
Fig. 9
Fig. 10
Fig. 11
Fig. 5
Fig. 17
Fig. 12
Fig. 13.
Fig. 14.
Fig. 15.
Fig. 16.
Alph. Tardieu Del.
Bessoven et Colla Sculp.



Alph. Tardieu, Del. Boisson et Colla, Sculp.

la pâte du papier, les estampes, les tissus de lin, de chanvre et de coton; pour désinfecter l'air corrompu par des miasmes putrides. Nous ne parlerons de ces différens usages du chlore que dans la seconde partie de ce Cours.

Le poids d'une molécule de chlore, déduit du rapport de sa pesanteur spécifique à celle de l'oxigène, est de 2,196.

§ II.

Corps Simples, Solides, Fusibles et Volatils.

Ces corps sont au nombre de 4, savoir: le Phosphore, le Soufre, l'Iode et le Sélénium.

A. *Phosphore.*

37. *Propriétés Physiques.* Le phosphore est solide, translucide, jaunâtre, ductile comme la cire; son odeur est analogue à celle de l'hydrogène impur ou de l'arsénic en vapeur. Sa pesanteur spécifique est de 1,77 : placé dans l'obscurité en contact avec l'air, il est lumineux; son nom dérive des deux mots grecs φῶς et φέρω, qui signifient *porte lumière*.

Le phosphore est fusible à 43°; il se réduit en vapeurs à une température de 200° environ; la fusion du phosphore doit s'exécuter sous l'eau, ou dans une atmosphère d'azote ou d'hydrogène, ou enfin dans un tube étroit dont l'air ne puisse pas se renouveler; car la température à laquelle le phosphore s'enflamme est très-peu élevée au-dessus de celle de la fusion. La distillation du phosphore ne doit être pratiquée que sur de très-petites quantités, et dans une cornue pleine d'azote; le col de la cornue doit être incliné, chauffé, et son extrémité doit plonger dans l'eau chaude; à la fin de l'opération, pour éviter l'absorption, et la rentrée de l'air qui déterminerait la combustion du phosphore resté dans le col de la cornue, on ferme l'ouverture avec un

bouchon de liége ; il reste dans la cornue une substance rouge qui paraît être de l'oxide de phosphore.

La lumière solaire colore le phosphore en rouge ; ce phénomène a lieu dans le vide, dans l'azote et dans l'hydrogène : la lumière diffuse agit de la même manière, mais beaucoup plus lentement : il est probable que ce phénomène est dû à la décomposition d'une certaine quantité d'eau que le phosphore renferme toujours et d'où il résulte de l'hydrogène phosphoré et de l'oxide rouge de phosphore. M. Davy a observé qu'en faisant passer un courant galvanique à travers du phosphore en fusion, il se dégageait du gaz hydrogène phosphoré, phénomène qui ne peut s'expliquer que par la décomposition de l'eau.

38. *État Naturel.* Le phosphore ne se trouve dans la nature qu'à l'état d'acide combiné avec certains oxides métalliques, principalement avec la chaux, l'oxide de plomb ; le phosphate de chaux existe dans les os, dont il forme à peu près les $^{4}/_{5}$. Il paraît cependant que le phosphore existe libre dans quelques matières animales.

39. *Préparation.* Le procédé qu'on employait autrefois, consistait à évaporer à siccité de l'urine putréfiée, à faire rougir le résidu de cette opération, à le traiter par l'eau pour séparer les sels solubles, et enfin à soumettre cette substance au plus haut degré de chaleur que nous puissions produire : le phosphore se degageait en vapeurs, que l'on condensait en les faisant arriver dans l'eau. Ce procédé, long et dégoûtant, ne donnait que peu de produit ; il fut perfectionné par Margraff, qui conseilla de mettre un sel de plomb dans l'urine épaissie. Mais ce ne fut qu'après la découverte du phosphore dans les os, faite par Gahn en 1769, que Scheele indiqua un moyen simple de se procurer en grande quantité et à peu de frais le phosphore qui jusqu'alors n'avait été obtenu qu'en très-petite quantité et à un prix exorbitant.

Le procédé qu'on suit maintenant consiste à mettre dans une cornue de grès lutée (1) un mélange de 6 parties de phosphate acide de chaux

(1) On lute les cornues, afin qu'elles puissent mieux résister à l'action du feu : on se sert d'un mélange d'argile, de sable et de paille hachée ; on couvre d'abord toute la surface de la cornue d'une couche mince et égale ; on la fait sécher à l'ombre ; on applique alors une seconde couche, et ainsi de suite jusqu'à ce que l'épaisseur soit suffisante.



calciné au rouge, et de 1 partie de charbon. La cornue est placée dans un fourneau à réverbère (*fig.* 43), et le col de la cornue plonge dans un vase plein d'eau, à la partie supérieure duquel on place un tube de verre d'un petit diamètre et long de plusieurs pieds; on chauffe graduellement la cornue jusqu'au rouge-blanc: au commencement de l'opération il ne se dégage que des gaz; mais, au bout d'un petit nombre d'heures, le phosphore coule par le col de la cornue et vient se condenser dans l'eau. Les gaz qui se dégagent au commencement de l'opération, sont composés d'oxide de carbone et d'hydrogène carboné, gaz qui proviennent de la décomposition de l'eau qui retient encore le phosphate acide de chaux par le charbon; plus tard, ce dernier s'empare de l'oxigène de l'acide phosphorique, se transforme en oxide de carbone, et le phosphore mis en liberté se réduit en vapeurs, et vient se condenser dans le vase plein d'eau: l'oxide de carbone, qui se dégage en même temps que le phosphore, est accompagné d'hydrogène phosphoré qui provient encore de la décomposition de l'eau: c'est le dégagement de ces gaz qui sert de guide pour augmenter ou diminuer le feu. L'expérience dure ordinairement de 24 à 30 heures. Le phosphore n'est pur qu'au commencement de l'opération; à mesure qu'elle avance et que la température devient plus élevée, il prend une teinte rouge; il est alors mêlé de charbon et d'oxide. On le purifie en le faisant passer à l'état liquide à travers une peau de chamois; cette opération doit être faite sous l'eau, afin que le phosphore ne s'enflamme pas. On lui donne la forme cylindrique, au moyen d'une pipette à robinet (*fig.* 44); on plonge l'extrémité de la pipette dans le vase où l'on a fait fondre le phosphore sous l'eau; on aspire d'abord une petite quantité d'eau, puis du phosphore; on ferme le robinet, on enlève la pipette et on la plonge dans de l'eau froide: le phosphore se solidifie, et on fait sortir le cylindre par une tige qu'on introduit par l'ouverture du robinet. Le phosphore doit être conservé dans de l'eau privée d'air par l'ébullition et dans l'obscurité.

40. *Propriétés Chimiques.* Le phosphore se combine avec l'oxigène, l'hydrogène et le chlore; il n'exerce aucune action sur l'azote.

Le phosphore se combine avec l'oxigène en 6 proportions différentes, et donne naissance à 4 acides et à 2 oxides. Nous n'examinerons ici que les phénomènes qui acompagnent les combinaisons directes du phosphore et de l'oxigène gazeux.

Lorsque le phosphore est placé dans l'air atmosphérique, il se consume lentement en produisant des vapeurs blanches qui sont lumineuses dans l'obscurité, et qui constituent l'acide que nous désignerons plus tard sous le nom d'*Acide phosphatique*; lorsque la combustion lente du phosphore a lieu, pour qu'elle se continue, il faut que l'air soit humide; autrement l'acide qui se forme, se dépose sur le phosphore, et le soustrait à l'action de l'air. Cette combustion lente se produit à une température d'autant plus basse que l'oxigène est plus dilaté, ou par son mélange avec d'autres gaz, ou par une diminution de pression. Ainsi le phosphore n'est point lumineux dans l'oxgène pur à la température de 27° et sous la pression de 0,^{m}76; mais il le devient si on augmente la température, ou si on le mêle avec de l'azote, ou de l'hydrogène, ou enfin si on diminue la pression; cependant, dans tous les phénomènes chimiques, l'action de l'oxigène croît avec sa densité. On ignore la cause de cette singulière anomalie.

Le phosphore est un peu soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles; ces dissolutions sont transparentes, l'eau en sépare le phosphore, qui brûle à la surface; des papiers imprégnés de ces dissolutions sont lumineux dans l'obscurité, à la température de 16°.

Le phosphore en fusion, mis en contact avec l'air atmosphérique ou avec l'oxigène pur, brûle avec une grande chaleur et une lumière éclatante, surtout dans l'oxigène pur: il se produit d'épaisses vapeurs blanches, ayant une forte odeur d'ail; la grande chaleur et l'éclat de la flamme proviennent, du moins en partie, de ce que le produit de la combustion est solide, (10) (11) (12). Les vapeurs blanches qui se forment dans la combustion vive du phosphore sont de l'acide phosphorique.

L'hydrogène ne se combine avec le phosphore qu'à l'état de gaz naissant. Le chlore se combine avec le phosphore à la température ordinaire: cette combinaison a lieu avec dégagement de chaleur et de lumière. Nous reviendrons plus tard sur ces combinaisons.

41. *Histoire.* Brandt, alchimiste de Hambourg, en cherchant, au moyen de l'extrait d'urine, à transformer l'argent en or, découvrit le phosphore en 1669 : surpris de l'apparition d'un corps qui jouissait de la propriété singulière d'être lumineux par lui-même, il communiqua sa découverte à Kunkel, chimiste allemand, qui en fit part à Kraft, chimiste de Dresde ; celui-ci part pour Hambourg, achète le procédé de Brandt, et parcourt la France et l'Angleterre pour faire voir son phosphore. Kunkel, piqué du procédé peu délicat de Kraft, à qui il avait fait part du projet qu'il avait d'acheter le secret de Brandt, chercha à le découvrir, et y parvint après un travail opiniâtre. Boyle le découvrit aussi de son côté ; mais la préparation de ce corps singulier ne fut connue qu'en 1737, époque à laquelle un étranger vint à Paris offrir la communication du procédé de la fabrication du phosphore ; cependant, ce ne fut que long-temps après que le phosphore, devenu plus commun au moyen du procédé découvert par Scheele, permit aux chimistes d'en étudier les propriétés.

42. *Usages.* On n'emploie le phosphore que pour analyser l'air, pour former quelques produits particuliers, et pour faire les briquets phosphoriques. On analyse l'air par le phosphore, en introduisant dans un tube gradué (*fig.* 45), reposant sur l'eau et renfermant un volume quelconque d'air, un cylindre de phosphore fixé à l'extrémité d'un tube de verre ; lorsqu'il cesse d'être lumineux dans l'obscurité, la quantité de gaz absorbée représente la quantité d'oxigène que renfermait l'air sur lequel on a opéré. Nous parlerons de la fabrication des briquets phosphoriques lorsqu'il sera question du phosphure de soufre.

Le poids de la molécule de phosphore, déduit de ses combinaisons avec l'oxigène, est de 3,92. (Berzélius.)

B. *Soufre.*

43. *Propriétés Physiques.* Le soufre est solide, jaune, inodore, insipide. La pesanteur spécifique du soufre fondu, est de 1,99 ; celle du soufre naturel est de 2,033.

Les cristaux naturels de soufre, qui sont transparens, possèdent la double

réfraction. Le soufre est un très-mauvais conducteur de l'électricité; par le frottement, il acquiert l'électricité résineuse.

Soumis à l'action de la chaleur, il se fond à la température de 109 degrés; par une fusion prolongée, il prend une teinte rougeâtre, s'épaissit, et conserve long-temps sa mollesse même lorsqu'il est plongé dans l'eau froide; mais il finit par reprendre sa couleur et sa fragilité primitive; il se réduit en vapeur à une température inférieure à la chaleur rouge.

Lorsque le soufre a été fondu, et qu'après avoir laissé congeler la surface supérieure on enlève, par un trou qu'on y pratique, le soufre encore liquide, on trouve, en cassant le vase, toutes les parois tapissées d'une foule d'éguilles cristallisées; ces cristaux ne paraissent avoir aucun rapport avec les cristaux naturels.

44. *État Naturel.* Le soufre est une substance très-répandue à la surface du globe; on le trouve à l'état natif, c'est-à-dire, mêlé seulement avec quelques substances étrangères. On le trouve aussi combiné avec différens métaux; à l'état d'acide sulfureux, de sulfate et d'hydro-sulfate, et enfin dans plusieurs substances végétales et animales.

Le soufre natif forme, tantôt des bancs très-étendus dont l'épaisseur varie depuis quelques décimètres jusqu'à plusieurs mètres; d'autres fois il est en masses irrégulières; d'autres fois, enfin, il est en grains d'une petitesse extrême. On le rencontre dans toutes les espèces de terrains, mais principalement dans ceux qui sont volcaniques et dans les terrains de sédiment, c'est-à-dire, qui ont été formés par les dépôts des eaux. Les mines de soufre natif les plus importantes sont celles de la Solfatare, près de Pouzole, dans le territoire de Naples; celles de Sicile, des états de Rome, d'Islande, de la Guadeloupe, et de Quitto dans les Cordilières.

45. *Extraction.* On extrait le soufre des mines où il existe à l'état natif, et de celles où il est combiné avec le fer.

La première opération à laquelle on soumet les mines de soufre natif, est une véritable distillation qui s'exécute de la manière suivante: on met la mine de soufre dans des creusets de terre d'environ un mètre de hauteur; ces creusets sont placés sur deux rangs dans des fourneaux très-allongés,

qu'on désigne sous le nom de Galères, de manière que la partie supérieure des creusets dépasse le dôme du fourneau. On ferme ces creusets par des couvercles de terre qui communiquent par un tuyau incliné avec un vase couvert, percé par son fond et situé au-dessus d'une tinette en bois pleine d'eau. Le soufre, réduit en vapeurs par l'action de la chaleur, se liquéfie dans le vase qui est placé au-dessus de la tinette; de là il tombe dans l'eau, où il se fige. Le soufre qui a été soumis à cette opération, renferme encore $^{1}/_{12}$ de son poids de matière terreuse; on le désigne sous le nom de *Soufre Brut*. Autrefois on se bornait, pour le purifier, à le maintenir en fusion tranquille pendant un temps suffisant pour que les substances étrangères se fussent précipitées; on enlevait le soufre supérieur avec des cuillers de fer, et on le versait dans des moules cylindriques en bois de hêtre. On employait aussi un autre procédé, encore en usage: il consiste à mettre le soufre en fusion dans de grandes chaudières de fonte qui sont surmontées d'un dôme en maçonnerie, destiné à faire arriver les vapeurs sulfureuses dans une grande chambre close où ces vapeurs se condensent en une poudre très-fine, désignée sous le nom de fleur de soufre. Mais on emploie à Marseille, depuis quelques années, un procédé qui n'est qu'une modification de celui de la fabrication de la fleur de soufre, et au moyen duquel on obtient du soufre en masse ou en canon, infiniment plus beau que celui qui résulte de la purification par simple dépôt. Ce procédé consiste à faire arriver les vapeurs sulfureuses dans des chambres beaucoup plus petites que celles qui sont destinées à la fabrication des fleurs de soufre, et à ne point suspendre l'opération pendant la nuit. Les premières vapeurs donnent naissance à de la fleur de soufre; mais bientôt la température de la chambre étant augmentée par l'arrivée continuelle des vapeurs, celles-ci tombent sur le sol à l'état liquide: on fait alors écouler le soufre par des tuyaux très-courts qui sont placés à la partie la plus basse de la chambre, d'où il est reçu dans des moules en bois de hêtre. Quelquefois on laisse refroidir lentement le soufre liquide sur le sol de la chambre: on le désigne alors sous le nom de *Soufre Candi*: il est ordinairement transparent et d'une pesanteur spécifique plus grande que celle du soufre moulé; car ce dernier étant

toujours refroidi brusquement, il conserve presque le volume qu'il avait à l'état liquide, et l'intérieur de la masse est composé d'un grand nombre d'éguilles prismatiques qui se croisent dans tous les sens, et qui laissent entre elles des espaces assez considérables. C'est à cause de cette disposition que le soufre moulé, lorsqu'il est comprimé dans la main, fait entendre un bruit particulier qu'on désigne sous le nom de *Cri du Soufre*. Cette propriété n'appartient point aux masses de soufre qui sont homogènes. Pour obtenir du soufre candi, il faut, dans une chambre de 64 mètres cubes, distiller au moins 100 kilogrammes de soufre par heure. Une plus grande dimension dans la chambre et la suspension de l'opération pendant la nuit produiraient de la fleur de soufre.

Le soufre se retire aussi quelquefois du sulfure de fer. On emploie pour cela deux procédés différens : le premier consiste à déposer, lits par lits, des pyrites et du bois ; on en forme une pyramide quadrangulaire tronquée, dont la partie supérieure est composée de pyrites. On allume le bois, qui fait brûler et volatiliser une partie du soufre : la combustion continue pendant plusieurs mois. Le soufre, réduit en vapeur, se condense en partie vers le sommet de la pyramide et se réunit dans de petites cavités qu'on y a pratiquées ; on l'y puise de temps en temps avec des cuillers de fer.

2° On place presque horizontalement sur un fourneau plusieurs tuyaux de terre, coniques ou pyramidaux, mais tronqués et ouverts aux deux extrémités. On les remplit de 15 kilogrammes environ de pyrites concassées. On ferme la grande ouverture, et on place à la petite une étoile de terre qui empêche les pyrites de sortir, mais qui ne s'oppose pas à l'écoulement du soufre fondu, lequel se rend dans des réservoirs pleins d'eau. On emploie quelquefois, comme dans les mines de Néricie en Suède, de grandes retortes de fer. De 300 kilogrammes de pyrite, on retire 10 à 15 kilogrammes de soufre. Le soufre ainsi obtenu renferme encore beaucoup de substances terreuses, et doit être purifié par les procédés déjà indiqués.

46. *Propriétés Chimiques.* Le soufre, à une température qui dépasse peu celle de sa fusion, brûle avec une flamme bleue, une odeur suffo-

quante, et en produisant peu de chaleur et peu de lumière. Le produit de la combustion est un corps gazeux que nous connaîtrons plus tard sous le nom d'*Acide Sulfureux*. C'est en grande partie à la nature gazeuse du produit de la combustion du soufre qu'on doit attribuer le peu de chaleur et de lumière qui accompagnent ce phénomène. Le soufre se combine encore en trois autres proportions différentes avec l'oxigène ; mais ces combinaisons n'ayant point lieu directement, nous n'en parlerons que plus tard. L'hydrogène, à l'état du gaz naissant, se combine avec le soufre en deux proportions, et donne naissance à deux corps composés, que l'on désigne sous les noms d'*Acide Hydro-Sulfurique*, et d'*Hydrure de Soufre*. L'azote est sans action sur le soufre. Le chlore et le phosphore agissent au contraire sur le soufre avec une très-grande énergie, et forment avec lui des corps désignés sous les noms de *Chlorures* et *Phosphures de Soufre*.

47. *Histoire*. Le soufre est connu de toute antiquité.

48. *Usages*. On emploie le soufre pour blanchir la laine et la soie, dans la fabrication de l'acide sulfurique, dans celle de la poudre à canon et du sulfate de cuivre ; on fait usage du soufre en médecine, à l'extérieur, contre les maladies de la peau ; et à l'intérieur, contre les maladies chroniques du poumon et des viscères abdominaux.

Le poids de la molécule de soufre, déduit de ses combinaisons avec l'oxigène, est de 2,0116.

C. *Iode*.

49. *Propriétés Physiques*. L'iode est solide, lamelleux, à la température ordinaire, d'un gris-bleuâtre, métallique, d'une odeur analogue à celle du chlore ; il colore la peau en jaune ; mais cette teinte disparaît par l'évaporation spontanée de l'iode. Sa pesanteur spécifique est de 4,946.

L'iode entre en fusion à 107° et en ébullition à 175 ; cependant il se vaporise dans l'eau bouillante ; les vapeurs d'iode sont toujours d'un très-beau violet ; c'est de cette propriété que ce corps tire son nom, il a été formé de ιώδης *violet*.

50. *État Naturel*. L'iode n'a encore été trouvé que dans les fucus qui croissent sur le bord de la mer et dans les éponges ; il paraît qu'il y existe à l'état d'hydriodate de potasse.

51. *Préparation.* Le procédé au moyen duquel on extrait l'iode, consiste à lessiver les cendres qui proviennent de la calcination des fucus; à faire évaporer les lessives, de manière à séparer le sel marin et tous les sels cristallisables qui y sont renfermés; ensuite on traite ces eaux mères par l'acide sulfurique concentré dans une cornue de verre, à la température de l'ébullition; l'acide sulfurique se divise en deux parties : l'une s'empare de la potasse de l'hydriodate; l'autre se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et en oxigène qui se combine avec l'hydrogène de l'acide hydriodique; l'iode, devenu libre, se réduit en vapeurs, et se condense dans un ballon qui communique avec la cornue. Wolaston a conseillé d'ajouter à l'acide sulfurique un poids égal de peroxide de manganèse, attendu que l'acide hydriodique se réduit plus facilement par l'oxigène qui se dégage du manganèse par l'action de l'acide sulfurique, que par l'acide sulfurique lui-même. L'iode obtenu par cette première opération n'est point pur, il est mêlé d'acide sulfureux, d'acide hydro-chlorique et d'acide nitreux: ces deux derniers acides proviennent de la décomposition du sel marin et du nitrate de potasse que contiennent presque toujours les eaux mères des cendres de fucus. On le purifie en le lavant dans une dissolution alcaline, en le soumettant ensuite à une nouvelle distillation, et enfin en le comprimant entre des feuilles de papier à filtrer.

52. *Usages.* L'iode s'emploie en médecine contre le goître; mais ce médicament agit avec une si grande énergie sur l'économie animale, qu'on ne doit l'employer qu'à de très-petites doses; il paraît même qu'on a cessé de l'administrer intérieurement.

53. *Histoire.* L'iode a été découvert en 1813 par Courtois. C'est M. Gay-Lussac qui, le premier, en a reconnu les propriétés.

Le poids de l'atome d'iode, déterminé par ses combinaisons avec l'hydrogène et l'oxigène, est de 12,66.

D. *Sélénium.*

Le nom de cette substance provient du mot grec *σελήνη lune.* Le sélénium fondu a la couleur et l'éclat du plomb; pulvérisé, il est d'un rouge foncé; il est sans odeur et sans saveur et aussi fragile que le verre. Sa pesanteur spécifique est de 4,30 ou 4,32.

Le sélénium commence à se ramollir à la température de 100 degrés. A quelques degrés au-dessus, sa fusion est complète. Il se pétrit et peut se tirer en fils comme la cire d'Espagne. Les fils minces sont rouges par réfraction, et gris par réflexion. Le sélénium se réduit en vapeurs : à une température qui n'est pas très-élevée, si les vapeurs se condensent dans l'air des récipiens, il en résulte une matière pulvérulente rouge, analogue pour sa ténuité à la fleur de soufre; mais si elles se liquéfient dans le ballon, on obtient seulement une matière d'un gris-noir.

54. *État Naturel.* On n'a rencontré jusqu'ici le sélénium que dans le séléniure de

cuivre, et dans un autre minéral composé d'argent, de cuivre et de sélénium. Le séléniure de cuivre existe dans la mine de Fahlun, et l'autre minéral, que M. Berzélius appelle *Eukairite*, se trouve dans une ancienne mine de cuivre abandonnée en Smoland.

55. *Préparation.* M. Berzélius a extrait le sélénium d'une matière rouge qui se dépose dans les chambres de plomb, où l'on fabrique l'acide sulfurique avec le soufre de Fahlun. Cette matière rouge est composée de soufre, de sélénium, de mercure, de plomb, d'étain, de fer, de cuivre, de zinc et d'arsénic. Nous ne parlerons que plus tard des moyens qu'on doit employer pour séparer le sélénium de toutes ces substances étrangères.

56. *Propriétés Chimiques.* Le sélénium brûle dans l'oxigène pur et dans l'air atmosphérique. Dans une cloche étroite pleine d'air, ou par un courant d'oxigène, il brûle à la température de l'ébullition avec flamme, et produit de l'acide sélénique; si, au contraire, le sélénium est placé dans un vase de grande capacité, il brûle sans flamme, et se transforme en oxide. Le sélénium se combine aussi avec l'hydrogène, le phosphore et le soufre. Nous n'examinerons ces combinaisons que dans le chapitre suivant.

57. *Histoire.* Le sélénium a été découvert en 1818 par Berzélius. (Annales de Chimie, tom. IX, pag. 160).

§ III.

Corps Simples, Solides et Infusibles.

Ces corps sont au nombre de deux, le Bore et le Carbone.

A. *Bore.*

58. *Propriétés Physiques.* Le bore est solide, brun-verdâtre, inodore et insipide. Sa pesanteur spécifique est inconnue; on sait seulement qu'il est plus pesant que l'eau.

59. *État Naturel.* Ce corps n'existe jamais qu'à l'état d'acide borique, libre ou combiné avec la soude ou la magnésie.

60. *Préparation.* On extrait le bore en décomposant l'acide borique par le potassium. On se sert pour cela d'un tube de cuivre, fermé par une de ses extrémités, de 3 à 4 millimètres de diamètre, et long de 6 à 7 centimètres. On y introduit de l'acide borique pulvérisé et des fragmens de potassium; à une température inférieure à celle de la chaleur rouge, le potassium s'empare de l'oxigène de l'acide borique. Après le refroidissement du tube, on enlève, au moyen de l'eau, l'acide borique qui n'a point été décomposé et la potasse qui s'est formée: le résidu insoluble est du bore parfaitement pur.

61. *Propriétés Chimiques.* Le bore n'ayant été obtenu jusqu'ici qu'en très-petite quantité, parce que le procédé que nous venons de décrire est très-dispendieux, on n'a examiné qu'un petit nombre de ces propriétés. A une température peu élevée, il absorbe l'oxigène et se transforme en acide borique. Introduit à la température ordinaire dans une cloche pleine de chlore, il s'enflamme, et donne naissance à une substance blanche qui est probablement du chlorure de bore.

62. *Histoire.* Il a été découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thénard.

Le poids de sa molécule est de 0,6965. (Berzélius.)

B. *Carbone.*

Le carbone se présente sous un grand nombre de formes, et dans chacune d'elles il jouit de propriétés différentes. Pur, il constitue le diamant ; mêlé avec différentes substances étrangères, il constitue les charbons fossiles, qu'on désigne sous les noms d'*Anthracite*, de *Houilles*, de *Lignites*, de *Tourbes*, et enfin les charbons qu'on extrait artificiellement des matières végétales et animales.

63. *Propriétés Physiques* et *État Naturel.* Le diamant est une substance solide, transparente, ordinairement blanche, mais quelquefois colorée, jouissant d'une grande dureté et d'un grand éclat. Sa pesanteur spécifique est de 3,5. Le diamant n'éprouve aucune altération par la chaleur, même lorsqu'il est en contact avec l'air atmosphérique ; il ne conduit pas l'électricité, il réfracte fortement la lumière. Les diamans viennent de l'Inde et du Brésil ; on les trouve dans des terrains de transport, au milieu d'un sable ferrugineux, mêlé de silex. Les diamans bruts sont toujours cristallisés ; la forme qu'ils affectent est celle d'un octaèdre, mais les faces sont ordinairement curvilignes.

L'anthracite est une substance noire, compacte, semblable à la houille, et qui, comme le diamant, n'éprouve aucune altération par la chaleur et l'air : dans l'anthracite le carbone est mêlé de silice, d'alumine et d'oxide de fer. Celui d'Allemont, département de l'Isère, contient 97 de carbone, et seulement 3 de substances étrangères. Sa pesanteur spécifique est de 1,8. L'anthracite n'existe que dans les terrains primitifs.

La houille, ou charbon de terre, est une substance friable, d'un noir

presque pur ; elle renferme du bitume, de la silice, souvent de l'oxide et du sulfure de fer. Sa pesanteur spécifique est de 1,3. La houille est très-combustible, brûle avec une grande facilité, en produisant une grande chaleur. La houille ne se rencontre jamais ni dans les terrains primitifs, ni dans ceux de récente formation.

Les tourbes et les lignites sont des substances qui proviennent de végétaux herbacés ou ligneux qui ont éprouvé dans l'intérieur de la terre une altération plus ou moins considérable ; leur couleur, leur forme, leur mélange avec des substances étrangères varient dans des limites très-étendues. En général leur pesanteur spécifique est plus petite que celle des houilles. On ne rencontre ces substances que dans les terrains de dernière formation.

Les charbons de bois sont noirs, friables, criblés de pores dont la forme et les dimensions dépendent de la nature de la substance végétale d'où ils ont été extraits. Les charbons de bois renferment toujours de l'hydrogène, de la silice, de l'oxide de fer, du sel marin et des sous-carbonates de soude ou de potasse. Les charbons de bois sont très-combustibles. Le résidu de leur combustion est formé par les substances étrangères qui étaient contenues dans le charbon.

Le charbon animal, ainsi désigné à cause de la nature des substances dont on l'extrait, est toujours noir et friable, mais tantôt il est mat, et tantôt il possède le brillant métallique au plus haut degré : tel est, par exemple, celui qui provient de la calcination de la corne ; tantôt, le charbon animal ne renferme qu'une très-petite portion de substances étrangères ; d'autres fois, au contraire, il ne contient que de petites portions de charbon : tel est celui qu'on retire de la calcination des os ; qui est principalement composé de phosphate et de carbonate de chaux.

Indépendamment des différentes substances dont nous venons de parler, et dans lesquelles le carbone se trouve pur ou mêlé seulement avec des substances étrangères, on trouve le carbone dans un grand nombre de combinaisons ; combiné avec le fer, il constitue la plombagine, substance dont on se sert pour fabriquer les crayons ; combiné avec l'oxigène et à l'état d'acide carbonique, il existe libre, et forme avec la chaux

la barite, la strontiane, le fer, le cuivre ou le plomb des sels, que nous connaîtrons plus tard sous le nom de *Sous-Carbonates*. Le carbone est un des élémens constituans de toutes les matières organiques.

64. *Préparation*. Les charbons fossiles s'extraient du sein de la terre par des procédés mécaniques que nous ne devons point développer ici. Le charbon de bois et le charbon animal peuvent s'obtenir en faisant calciner du bois ou une substance animale dans un creuset fermé et dont le couvercle est percé d'un trou capillaire par lequel les gaz peuvent se dégager. Dans la seconde partie nous indiquerons les procédés que l'on doit suivre pour faire ces expériences en grand.

64. *Propriétés Chimiques*. Le diamant et l'anthracite n'absorbent l'oxigène de l'air atmosphérique à aucune température. Tous les autres charbons fossiles et les charbons artificiels brûlent, au contraire, dans l'air avec une grande facilité. Le produit de leur combustion est de l'acide carbonique ; le résidu est formé par les substances étrangères.

Le diamant et l'anthracite, plongés dans l'oxigène pur, absorbent ce gaz à une température très-élevée. Ils produisent tous deux de l'acide carbonique ; mais le diamant ne donne point de résidu, et l'anthracite en laisse un plus ou moins considérable. On peut faire ces expériences par l'un quelconque des procédés que nous allons décrire. Le premier consiste à suspendre dans une cloche pleine d'oxigène (*fig.* 46) une petite capsule de platine dans laquelle on place un fragment de diamant ou d'anthracite dont on élève la température au moyen d'une forte lentille qui concentre les rayons solaires sur ce combustible. Le second procédé consiste à introduire une capsule de platine renfermant le diamant ou l'anthracite dans un tube de porcelaine A B (*fig.* 47) placé dans un fourneau : les deux extrémités du tube communiquent avec deux serpentins dont les extrémités inférieures reçoivent les deux vessies M et N, qui peuvent s'ouvrir et se fermer au moyen des robinets P et Q. Une des vessies est pleine d'oxigène, l'autre est vide : lorsque le tube est incandescent, on ouvre les robinets, et par la pression on force le gaz à passer alternativement de l'une des vessies dans l'autre ; le courant d'oxigène qui traverse continuellement le tube de porcelaine détermine

la combustion du corps renfermé dans la capsule de platine. Lorsqu'on suppose cette combustion terminée, on fait passer tout le gaz dans une seule vessie qu'on enlève après avoir fermé son robinet : on peut alors introduire le gaz qui y est contenu dans des cloches pleines d'eau ou de mercure. Enfin, le troisième procédé consiste à introduire dans un creuset de platine le corps combustible mêlé avec du salpêtre ; à une température élevée, l'oxigène qui se dégage de la décomposition du salpêtre, transforme le diamant ou l'anthracite en acide carbonique qui est absorbé par la potasse. Lorsque l'opération est terminée, on dissout la matière dans l'eau, on l'introduit dans un appareil semblable à celui de la fig. 19 ; on verse par le tube de sûreté de l'acide sulfurique, qui s'empare de la potasse, et met l'acide carbonique en liberté : ce dernier se dégage et peut se recueillir sous des cloches pleines d'eau ou de mercure. Ces expériences ont été répétées un grand nombre de fois ; on a toujours obtenu des résultats parfaitement identiques avec ceux produits par la combustion du charbon ordinaire : ainsi le diamant, quoique différent du charbon par ses propriétés physiques, est identique avec lui par sa composition chimique. Il est probable que la différence des propriétés provient de la disposition des molécules.

La différence de combustibilité des diverses substances carbonées s'explique très-facilement par la différence de la densité, d'où doit résulter une différence correspondante de cohésion. En effet, ces substances, rangées suivant l'ordre de leur densité, se trouvent classées en même temps, suivant l'ordre de leur combustibilité. Quant aux autres propriétés physiques du diamant, elles sont dues à la grande cohésion des molécules et à la régularité de leur disposition.

Le produit de la combustion du carbone n'est pas toujours de l'acide carbonique : si la température était très-élevée, et que le carbone fût en excès, il se formerait de l'oxide de carbone.

Le carbone se combine avec l'hydrogène, l'azote et le soufre ; avec les deux premiers à l'état de gaz naissant, avec le dernier à une température très-élevée.

Tous les corps poreux jouissent de la propriété remarquable d'absorber

les gaz ; mais de tous, c'est le charbon de bois qui possède cette propriété au plus haut degré. M. Théodore de Saussure a reconnu : 1° que la quantité de gaz absorbé était d'autant plus grande que la température était moins élevée ; la pression, plus grande ; les pores, plus capillaires et plus nombreux ; le vide des pores, plus parfait ; 2° qu'à la température de 100°, l'absorption n'avait plus lieu ; 3° qu'à la température de 100 à 150°, les gaz absorbés se dégageaient ; 4° que la quantité de gaz absorbé dans les mêmes circonstances, dépendait et de la nature du corps poreux et de celle du gaz. Pour observer les phénomènes de l'absorption des gaz par les corps poreux, on commence par renfermer le gaz dans une cloche graduée placée sur la cuve à mercure ; ensuite, si le corps n'est point décomposable par la chaleur, on le fait chauffer, on le plonge dans le mercure, et on le fait passer dans la cloche. Si le corps ne peut pas supporter l'action de la chaleur, on l'introduit dans un ballon à robinet (*fig.* 10), dans lequel on fait le vide au moyen de la machine pneumatique ; ensuite, on adapte le ballon à une cloche à robinet (*fig.* 9), dans laquelle on a introduit le gaz, et on établit la communication en ouvrant les 2 robinets : l'absorption dure souvent plusieurs heures. Elle se mesure par le nombre de degrés parcouru par le niveau du liquide ; il faut avoir soin, pour obtenir des résultats comparables, de rapporter les volumes de gaz absorbés à la même pression (3). Pour dégager les gaz absorbés, on peut introduire le corps dans une cloche courbe pleine de mercure (*fig.* 48), et faire chauffer avec une lampe à esprit de vin.

D'après M. Théodore de Saussure, le charbon de buis est de tous les corps celui dont la faculté absorbante est la plus grande ; à la température de 11° à 13°, et sous la pression de $0^m,704$, un volume de charbon de bois absorbe

90 vol. de Gaz ammoniac.	35 vol. d'Hydrogène carboné.
85 vol. d'Acide hydrochlorique.	9,42 vol. d'Oxide de carbone.
65 vol. d'Acide sulfureux.	9,25 vol. d'Oxigène.
55 vol. d'Acide hydro-sulfurique.	7,50 vol. d'Azote.
40 vol. de Protoxide d'azote.	5, vol. d'Hydrogène oxi-carburé.
35 vol. d'Acide carbonique.	1,75 vol. d'Hydrogène.

Tous ces gaz sont absorbés en produisant un faible dégagement de chaleur ; la plupart n'éprouvent aucune altération et peuvent être dégagés par une température de 100 à 150°, tels qu'ils étaient avant l'absorption ; il n'en est que 3 qui changent de nature : l'oxigène, le protoxide d'azote et l'acide hydro-sulfurique ; le premier se transforme en acide carbonique, mais très-lentement ; le second se décompose, du moins en partie, et donne naissance à de l'azote et à de l'acide carbonique ; enfin, le troisième, par le contact de l'air, se décompose en très-peu de temps à la température ordinaire, il se forme de l'eau, un dépôt de soufre et un dégagement considérable de chaleur.

Le charbon de bois jouit encore d'une autre propriété fort importante pour les arts, mais que le charbon animal possède à un plus haut degré, c'est la propriété de décolorer les dissolutions des substances végétales et animales.

66. *Histoire.* La grande réfrangibilité du diamant avait fait deviner à Newton sa combustibilité ; en 1694 les académiciens de Florence observèrent que les diamans placés au foyer d'un miroir ardent, s'y consumaient ; Lavoisier, en brûlant des diamans dans des cloches pleines d'oxigène, au moyen des rayons solaires concentrés par de fortes lentilles, reconnut qu'il se formait de l'acide carbonique ; Smithson-Tennant, Guyton-Morveau, MM. Allen et Pepis et M. Davy démontrèrent que dans la combustion du diamant il ne se formait que de l'acide carbonique, et que le même poids de diamant et de charbon absorbait la même quantité d'oxigène en produisant une égale quantité d'acide carbonique.

La faculté absorbante des corps poreux fut découverte par Fontana, et observée par MM. Morozo, Noorden et Théodore de Saussure. La propriété décolorante fut découverte par Lowitz.

67. *Usages.* Le diamant, à cause de sa grande dureté et de son éclat, est employé comme ornement ; on s'en sert aussi pour graver et couper le verre ; c'est avec la poussière du diamant qu'on parvient à tailler les autres pierres dures.

Tous les charbons fossiles et les charbons végétaux artificiels sont employés comme combustibles.

Le charbon de bois et quelquefois la houille sont employés pour réduire un grand nombre de métaux ; dans la fabrication des soudes artificielles, dans celle de la poudre à canon et de l'acier. On emploie encore le charbon de bois pour purifier les eaux saumâtres, pour prévenir la putréfaction des eaux qui doivent être conservées long-temps, et pour retarder ou détruire la putréfaction des matières animales. Pour purifier les eaux putrides, il suffit de les filtrer sur le charbon et de les agiter ensuite dans l'air atmosphérique : par la filtration, le charbon absorbe les gaz fétides qui s'étaient développés dans l'eau par la décomposition des matières végétales ou animales que l'eau tenait en suspension ou qui étaient en contact avec elle ; l'agitation dans l'atmosphère lui fait absorber la quantité d'air qu'elle doit nécessairement contenir pour être potable. On conserve les eaux en les renfermant dans des tonneaux de bois dont les douves sont charbonnées intérieurement, à la profondeur d'un ou deux centimètres : cette couche de charbon, dans laquelle l'eau est enveloppée, produit le double effet de détruire une cause permanente de putréfaction en soustrayant le bois à l'action de l'eau, et d'absorber les gaz qui peuvent résulter de la décomposition des substances organiques qui sont en suspension dans l'eau. On retarde la putréfaction des matières animales en les enveloppant d'une couche de charbon, et on parvient à désinfecter celles qui ont déjà commencé à se putréfier, en les faisant bouillir dans de l'eau à laquelle on ajoute du charbon concassé. Pour conserver les bois qu'on enfonce dans la terre, on les brûle à la surface ; la couche de charbon déposée par la combustion les préserve de l'action de l'eau et arrête pendant long-temps leur décomposition. Le charbon à l'état de braise, conduisant très-bien l'électricité, pourrait être employé pour garnir la partie inférieure des paratonnerres et établir une communication sûre avec le sol. Le charbon est employé en médecine comme anti-putride.

Le charbon animal est employé pour décolorer le vinaigre et un grand nombre d'autres dissolutions, et pour clarifier les sirops. Nous reviendrons plus tard sur ces différentes applications.

Le poids d'une molécule de carbone, déduit de ses combinaisons avec l'oxigène, est de 0,75.

§ IV.

Corps Simples, bases des Acides irréductibles.

Tous les acides connus, à l'exception de l'acide fluorique et de l'acide silicique, étant composés, on a regardé comme très-probable que ces derniers l'étaient également, et on a désigné sous les noms de *Fluor* et de *Silicium* leurs bases inconnues, acidifiées ou par l'oxigène ou par l'hydrogène.

Le fluor et le silicium n'étant admis que par analogie, nous ne connaissons aucune de leurs propriétés.

Nota. Dans le tableau suivant, P. P. signifient *Propriétés Physiques*, E. N. *État Naturel*, P. *Préparation*, P. C. *Propriétés Chimiques*, H. *Histoire*, U. *Usages*, C. R. *Chaleur Rouge*, P. S. *Pesanteur Spécifique.*

RÉSUMÉ DU PREMIER CHAPITRE.

Corps Simples non métalliques.

CORPS SIMPLES, GAZEUX.

Oxigène....

- **P. P.** Gas incolore, sans saveur, sans odeur. P. S. 1,1025; poids de sa molécule 1. Devient lumineux par une pression forte et subite. Inaltérable par les fluides impondérables.
- **E. N.** Existe dans l'air, l'eau, les substances végétales, animales et beaucoup de substances minérales.
- **P.....** S'obtient en décomposant par la chaleur, 1° le peroxide de manganèse C. R.; 2° un mélange de peroxide de manganèse et d'acide sulfurique, à la température de 100 à 150; 3° le deutoxide de mercure; 4° le chlorate de potasse.
- **P. C.** Se combine avec tous les corps simples directement ou à l'état de gas naissant; cette combinaison constitue la combustion. La chaleur qui se dégage dans la combustion provient quelquefois de la condensation des élémens de la combustion. il est probable que l'électricité est la cause permanente du développement de chaleur. Au-dessus de 500°, la lumière accompagne toujours la chaleur. La flamme est le lieu de la combustion des corps gazeux; elle n'est lumineuse qu'à sa surface. La température de la flamme est plus élevée que celle de l'ignition des corps solides; la flamme devient très-lumineuse par la présence des corps solides; la flamme ne peut pas se propager à travers les corps qui absorbent la chaleur; les tissus métalliques interceptent la flamme; des fils de platine incandescens, plongés dans des mélanges d'oxigène et d'un gas combustible, produisent une combustion lente qui conserve leur incandescence.
- **H....** Découvert en 1774 par Priestley et Schecle. C'est à Lavoisier qu'est due la découverte de la théorie de la combustion.

Hydrogène.

- **P. P.** Gas incolore, sans odeur lorsqu'il est pur, sans saveur. P. S. 0,0688; poids de sa molécule 0,06217. Réfracte fortement la lumière; inaltérable par les fluides impondérables.
- **E. N.** Existe dans l'eau, dans les matières organiques et dans beaucoup de substances minérales.
- **P.....** S'obtient en décomposant l'eau, 1° à la température ordinaire, par l'acide sulfurique et le fer ou le zinc; 2° par le fer incandescent: par le premier procédé, il est impur et odorant; on le purifie par la potasse.
- **P. C.** Très-combustible, brûle dans l'air par la présence d'un corps en ignition ou d'une étincelle électrique, en produisant beaucoup de chaleur et peu de lumière; mêlé avec ½ vol. d'oxigène ou 2 vol. d'air, il brûle instantanément avec explosion à une température suffisamment élevée, ou lentement par un fil de platine incandescent. Le produit de sa combustion est de l'eau. Cette combinaison a toujours lieu entre 2 vol. d'hydrogène et 1 vol. d'oxigène.
- **U....** On emploie le gaz hydrogène, 1° pour gonfler les ballons; 2° pour faire l'analyse des gaz qui renferment de l'oxigène; 3° pour se procurer de la lumière; 4° pour produire une température très-élevée.
- **H....** Connu dès le 17me siècle. La nature du produit de sa combustion a été découvert par Cavendish.

Corps simples, gazeux.

Azote.....

P. P. Gaz incolore, inodore, sans saveur. P. S. 0,9757; poids de sa molécule 0,884. N'éprouve aucune altération par les fluides impondérables.

E. N. Existe dans l'air, dans toutes les substances animales et dans un grand nombre de substances végétales et minérales.

P..... S'obtient en absorbant l'oxigène de l'air par la combustion du phosphore.

P. C. N'absorbe à aucune température l'oxigène gazeux; ne se combine avec lui qu'à l'état de gaz naissant.

H.... Découvert en 1775 par Lavoisier.

Air atmosphérique.

Composé de 79 parties d'azote, de 21 d'oxigène, d'acide carbonique et de vapeur d'eau. On détermine la quantité d'oxigène par la combustion de l'hydrogène, la quantité d'acide carbonique par l'eau de barite, et la quantité d'eau par le chlorure de chaux. La composition de l'atmosphère est la même à la surface de la terre et à différentes hauteurs, et n'a point éprouvé de variations sensibles depuis un grand nombre d'années.

Chlore....

P. P. Gaz jaune-verdâtre, odeur forte, saveur âcre. P. S. 2,4216; poids de sa molécule 2,196. Inaltérable par les fluides impondérables.

E. N. N'existe dans la nature qu'à l'état de chlorure ou d'hydrochlorate.

P..... S'obtient en soumettant à l'action de la chaleur un mélange de peroxide de manganèse et d'acide hydro-chlorique; ou de sel marin, de peroxide de manganèse, d'acide sulfurique et d'eau.

P. C. Ne se combine avec l'oxigène et l'azote qu'à l'état de gaz naissant: se combine avec l'hydrogène, lentement par la lumière diffuse, instantanément par la lumière solaire ou une température de 200°; il détruit les substances organiques en s'emparant de leur hydrogène. L'eau, à la température ordinaire, dissout 2 fois son volume de chlore.

H.... Découvert par Scheele en 1774. Il n'a été admis que depuis quelques années parmi les corps simples.

U.... Il est employé pour détruire les matières colorantes végétales, et les miasmes putrides.

Corps simples, fusibles et volatils.

Phosphore.

P. P. Solide, translucide, ductile, jaune, odeur d'arsénic. P. S. 1,77; poids de sa molécule 3,92. Plongé dans l'air, il est lumineux dans l'obscurité; il se colore en rouge par l'action de la lumière solaire ou d'un courant galvanique; il entre en fusion à 43°, en ébullition à 200° environ.

E. N. Existe libre dans quelques substances animales, et à l'état de phosphate.

P..... S'obtient en décomposant le phosphate de chaux par le charbon à une température très-élevée. On le conserve dans de l'eau privée d'air.

P. C. La combustion lente dans l'air ne se continue qu'autant que l'air est humide; elle a lieu à une température d'autant plus basse, que l'oxigène est plus dilaté par le mélange d'autres gaz ou par une diminution de pression; le produit de cette combustion lente, est de l'acide phosphatique. La combustion vive a lieu presque à la température de la fusion; elle est accompagnée de beaucoup de chaleur et de lumière: le produit est de l'acide phosphorique.

H.... Découvert par Brandt en 1669.

U.... Employé pour analyser l'air et pour faire les briquets phosphoriques.

CORPS SIMPLES, FUSIBLES ET VOLATILS.	*Soufre*....	P. P.	Solide, cassant, jaune, inodore, insipide. P.S.: fondu, 1,99; naturel, 2,033. Poids de sa mol. ,0116. Possède la double réfraction; mauvais conducteur de l'électricité; électrique résineusement; fusible à 109; volatil au-dessous de la chaleur rouge.
		E. N.	Existe, natif, à l'état de sulfure, d'acide sulfureux et de sulfate.
		P.....	S'extrait, par la distillation, des mines de soufre natif et des sulfures de fer. On le purifie, ou par décantation, ou par de nouvelles distillations.
		P. C.	Le soufre absorbe l'oxigène à une température peu élevée, en produisant peu de chaleur et de lumière, et donne naissance à de l'acide sulfureux.
		U....	Employé pour blanchir les substances animales; dans la fabrication de l'acide sulfurique et de la poudre à canon; en médecine.
	Iode......	P. P.	Solide, lamelleux, gris-bleuâtre métallique, odeur du chlore. P. S. 4,946; poids de sa molécule 12,66; fusible à 107; bout à 175 en produisant des vapeurs violettes.
		E. N.	Existe à l'état d'hydriodate de potasse dans les fucus, qui croissent sur le bord de la mer.
		P.....	S'obtient en traitant par l'acide sulfurique et le manganèse, les lessives concentrées des cendres de fucus.
		P. C.	Ne se combine avec l'oxigène qu'à l'état de gaz naissant.
		H....	Découvert par Courtois en 1813; étudié par Gay-Lussac.
		U....	Employé en médecine contre le goître.
	Sélénium..	P. P.	Solide, fragile, gris métallique, rouge par réfraction ou lorsqu'il est pulvérisé. P. S. 4,30; poids de sa molécule 4,959; fusible à 100 et quelques degrés; se tire en fil comme la cire d'Espagne; volatil.
		E. N.	Ne se rencontre que dans le séléniure de cuivre et l'eukairite.
		P.....	S'extrait du résidu de la fabrication de l'acide sulfurique obtenu avec le soufre de Fahlun.
		P. C.	Brûle dans l'air atmosphérique à une température peu élevée, et produit de l'acide sélénique, ou de l'oxide de sélénium.
		H....	Découvert par Berzélius en 1808; rare et sans usage.
CORPS SIMPLES, INFUSIBLES.	*Bore*.....	P. P.	Solide, brun-verdâtre, sans odeur, sans saveur. P.S. inconnue; poids de sa molécule 0,6963.
		E. N.	Existe à l'état d'acide borique libre ou combiné.
		P.....	Décomposition de l'acide borique par le potassium.
		P. C.	Il absorbe l'oxigène de l'air à une température peu élevée.
		H....	Découvert en 1809 par MM. Gay-Lussac et Thénard.
	Carbone..	P. P. et E. N.	Existe pur dans le diamant; mêlé avec quelques substances étrangères dans l'anthracite, les houilles, les lignites, les tourbes et les charbons artificiels. Existe à l'état de carbure de fer, d'acide carbonique et de carbonate.
		P..............	On extrait de la terre les charbons fossiles par des procédés mécaniques; on obtient les charbons artificiels en calcinant des matières végétales et animales dans des vases clos.
		P. C..........	Le diamant et l'anthracite ne sont combustibles que dans l'oxigène pur; les autres charbons naturels et artificiels sont combustibles dans l'air à une température élevée. Le charbon de bois absorbe les gaz. Le charbon animal absorbe les matières colorantes animales et végétales.
		H..............	La combustibilité du diamant a été devinée par Newton, et constatée par les académiciens de Florence: Lavoisier reconnut que, dans cette combustion, il se formait de l'acide carbonique; Smithson-Tennant, Guyton-Morveau, MM. Allen et Pepis et M. Davy démontrèrent qu'il ne s'y formait que de l'acide carbonique.
		U..............	Le diamant est employé comme ornement; pour graver et couper le verre. Les charbons fossiles sont employés comme combustibles; le charbon de bois est employé en outre pour réduire plusieurs métaux; dans la fabrication de la soude, de la poudre; pour désinfecter les eaux et les matières animales putrides. Le charbon animal est uniquement employé pour clarifier et décolorer les dissolutions végétales.
CORPS SIMPLES, BASES DES ACIDES IRRÉDUCTIBLES.	*Fluor*.... *Silicium*..		Ces corps n'étant admis que par analogie, on ne connaît aucune de leurs propriétés.

CHAPITRE II.

Corps Composés non acides, résultant de la combinaison des corps simples non métalliques entre eux.

Nous diviserons ces corps composés en deux classes : dans la première nous placerons les oxides non métalliques, et dans la seconde, les corps composés non oxigénés.

§ Ier.

Oxides non Métalliques.

Les oxides non métalliques sont au nombre de dix ; savoir :

L'Eau ou le Protoxide d'hydrogène.	Le Deutoxide de chlore.
Le Deutoxide d'hydrogène.	Le Protoxide de phosphore.
Le Protoxide d'azote.	Le Deutoxide de phosphore.
Le Deutoxide d'azote.	L'Oxide de sélénium.
Le Protoxide de chlore.	L'Oxide de carbone.

De tous ces corps il n'en est aucun qui jouïsse de la propriété de former des sels en se combinant avec les acides.

A. *Eau ou Protoxide d'hydrogène.*

68. *Propriétés Physiques.* L'eau est liquide à la température ordinaire, sans couleur, sans odeur et sans saveur. L'eau ayant été prise pour terme de comparaison dans la détermination des pesanteurs spécifiques des corps solides et liquides, sa pesanteur spécifique est représentée par 1.

L'eau réfracte fortement la lumière : cette circonstance fit deviner à Newton que l'eau renfermait un principe combustible. L'eau est décomposée par un courant galvanique, mais la décomposition ne s'effectue rapidement, qu'autant qu'elle renferme un sel ou un acide, parce que l'eau pure est un mauvais conducteur du fluide galvanique.

Soumise à l'action de la chaleur, l'eau s'échauffe, se dilate et bout à la température de 100° lorsqu'elle est pure et que la pression atmosphérique est de 0,76 ; des substances étrangères, en dissolution dans l'eau, ou une plus grande pression, retardent l'instant de son ébullition ; et une diminution de pression fait naître l'ébullition à une plus basse température. Les vapeurs qui se produisent par l'ébullition, ne diffèrent de celles qui se forment à toutes les températures, que par leur force élastique, qui est égale à celle de l'air atmosphérique. L'eau réduite en vapeurs à 100° et sous la pression de 0,76, occupe un volume 1700 fois plus grand qu'à l'état liquide. A la température de zéro, l'eau se congèle en augmentant de volume ; cette dilatation est de $\frac{1}{10}$ du volume de l'eau à zéro ; elle commence déjà à se manifester à 4° avant le terme de la congélation ; c'est, par conséquent, à cette température que l'eau se trouve à son maximum de densité. La température de la congélation n'est pas toujours exactement la même ; elle est plus basse pour l'eau qui tient en dissolution des substances étrangères, et lorsque l'eau est pure, si la diminution de chaleur se fait lentement et que l'eau ne soit point agitée, l'eau peut être amenée à plusieurs degrés au-dessous de zéro ; mais alors l'immersion d'un petit morceau de glace ou un mouvement qui agite les parties de la masse, déterminent à l'instant la congélation. La force avec laquelle l'eau tend à se dilater, ou en conservant son état, ou en passant à l'état solide, ou à l'état de vapeurs, est très-considérable.

69. *État Naturel.* L'eau existe à l'état solide, à l'état liquide, et enfin à l'état gazeux.

L'eau à l'état de glace existe en grande quantité à la surface du globe ; dans chaque climat, à une hauteur plus ou moins considérable, la glace y est permanente. La limite inférieure des glaces perpétuelles forme une surface concentrique à la terre, mais beaucoup plus aplatie vers les pôles ; cette surface est élevée sous l'équateur de 4800 mètres : elle s'abaisse continuellement en s'éloignant, et coupe la surface de la terre sous le 75° de latitude boréale. On conçoit facilement que la disposition irrégulière des continens et une foule de circonstances locales doivent introduire beaucoup d'irrégularité dans la forme de cette surface.

L'eau à l'état liquide se précipite souvent de l'atmosphère, circule à la surface des continens, et enfin existe dans d'immenses bassins qui forment la plus grande partie de la surface du globe. Toutes les eaux qui tombent de l'atmosphère sont sensiblement pures; toutes celles qui ont séjourné sur la terre renferment des substances étrangères. Les eaux qui tombent de l'atmosphère sont pures, parce qu'elles y ont été amenées par une évaporation lente qui a lieu continuellement à la surface du globe, et qui sépare les substances volatiles de celles qui ne le sont pas. Les eaux qui ont séjourné à la surface du globe, dissolvent les sels solubles qu'elles rencontrent dans leur course, et vont les déposer dans de grands bassins dont la salure doit aller en croissant par cette lixiviation continuelle des continens. Les eaux des sources, des puits et des rivières, qu'on désigne ordinairement sous le nom d'eaux douces, renferment de l'air atmosphérique, du sous-carbonate et du sulfate de chaux : c'est à cause de la présence de ces sels calcaires que certaines eaux ne peuvent pas être employées pour la dissolution du savon. Les eaux qu'on désigne sous le nom d'eaux salées renferment principalement du sel marin et du sulfate de magnésie. Enfin, les eaux qu'on appelle eaux minérales tiennent en dissolution des sels ferrugineux, de l'acide carbonique, d'autres fois de l'hydrogène sulfuré.

L'eau se transformant en vapeurs à toutes les températures, l'air atmosphérique en contient toujours, mais en quantités très-variables.

70. *Préparation.* Pour obtenir de l'eau pure telle qu'on doit l'employer dans les laboratoires, il faut recueillir dans des vases de verre ou de grès celle qui tombe immédiatement de l'atmosphère, ou bien il faut distiller les eaux qui ne renferment que très-peu de substances étrangères.

La distillation consiste à réduire une substance en vapeurs, et à condenser ensuite ces vapeurs; elle a pour effet immédiat de séparer les substances volatiles de toutes les substances étrangères fixes qu'elles peuvent renfermer. Or, comme dans les eaux douces toutes les matières étrangères sont fixes, par la distillation on obtiendra de l'eau parfaitement pure. On peut exécuter cette opération au moyen de divers appareils,

que nous allons décrire. Le plus simple (*fig.* 49) consiste dans une cornue dont le col s'engage librement dans celui d'un ballon ; l'eau placée dans la cornue se réduit en vapeurs, qui vont se condenser dans le ballon, maintenu à une basse température par un linge humide. L'appareil (*fig.* 50) ne diffère du précédent que par le condensateur ; il est composé de plusieurs ballons qui s'engagent les uns dans les autres : dans cet appareil, c'est l'air qui sert de réfrigérant. L'appareil représenté (*fig.* 51) porte le nom d'alambic ; la partie inférieure A B C D, est nommée cucurbite ; la partie supérieure E F G, chapiteau : le chapiteau est quelquefois soudé à la cucurbite ; alors, il est garni à sa partie supérieure d'une tubulure G : plus souvent il forme une pièce séparée ; dans tous les cas, il est muni d'un tuyau incliné F H destiné à conduire les vapeurs condensées ; l'eau placée dans la cucurbite est réduite en vapeurs par l'action de la chaleur, ces vapeurs frappent le chapiteau, se condensent en gouttes qui ruissèlent contre ses parois intérieures, tombent dans la gouttière circulaire E F, et, de là, s'écoulent par le tuyau F H. Lorsqu'on veut obtenir une grande quantité d'eau distillée, on doit se servir d'un alambic de cuivre dont les dimensions peuvent être beaucoup plus considérables que celles des appareils que nous venons de décrire. Ces alambics sont composés d'une cucurbite A B C D (*fig.* 52) dont le rebord cylindrique et rétréci peut recevoir à frottement la partie inférieure du chapiteau E F G H. Le chapiteau est garni d'une tubulure supérieure T, et d'un tuyau latéral incliné M N P Q destiné à conduire les vapeurs dans un serpentin S placé dans un vase cylindrique T U X Y plein d'eau froide. Dans cet appareil, la condensation des vapeurs a lieu seulement dans le serpentin ; du moins, lorsque l'opération a duré un temps suffisant pour échauffer le chapiteau. Au moyen de cet appareil on obtient, avec la même dépense de combustibles, infiniment plus de produit que dans les appareils précédens, dans lesquels une partie des vapeurs échappent à la condensation. Mais il faut renouveler l'eau qui environne le serpentin à mesure qu'elle s'échauffe, et toujours en commençant par la partie supérieure.

Les eaux douces, pour servir aux usages ordinaires, ont aussi besoin

quelquefois d'être purifiées, ou parce qu'elles tiennent en suspension des substances terreuses, ou parce que, ayant été en contact avec des substances organiques, elles se sont chargées des gaz fétides qui proviennent de leur décomposition. Dans le premier cas, on sépare l'eau des substances étrangères en la filtrant. Les filtres, de quelque nature qu'ils soient, peuvent êtres considérés comme des tamis dont les ouvertures extrêmement capillaires laissent passer les matières liquides, et retiennent les substances solides. On peut se servir pour filtre, d'une couche de sable, d'une pierre poreuse, de vases en terre cuite non vernissés, de papier sans colle (1), d'amiante (2), etc. Mais lorsque les eaux ont une odeur putride, il faut les filtrer sur du charbon; et comme ce corps absorbe en même temps que les gaz putrides, l'air atmosphérique que l'eau doit nécessairement renfermer pour être potable, il faut, après la filtration, la saturer d'air en l'agitant. La fig. 55 représente une fontaine à filtre; le vase extérieur est en bois, en grès ou en métal; l'intérieur est séparé en trois capacités M, N, P, par deux cloisons fixes A B, C D; la première est garnie à son centre d'une tête d'arrosoir *m n* percée d'un grand nombre de trous, elle est environnée d'une éponge qui est destinée à retenir les parties les plus grossières des matières suspendues dans l'eau; la seconde est percée d'un grand nombre de petits trous cylindriques. La première capacité reçoit l'eau impure; la seconde, deux couches de sable *a*, *c*, séparées par une couche de charbon *b*; la troisième, l'eau épurée qu'on fait écouler par le robinet K; contre les parois du vase sont placés deux petits tubes E F, G H, destinés à faire dégager l'air renfermé dans les espaces N, P, à mesure que l'eau y pénètre.

Les eaux distillées, ou seulement épurées par le charbon, peuvent se conserver indéfiniment dans des vases métalliques fermés, ou dans des tonneaux charbonnés intérieurement.

L'eau de mer par la distillation perd complétement sa salure et son

(1) Pour filtrer à travers du papier, on le plie comme l'indique la fig. 53, et on le place dans un entonnoir de verre; fig. 54.

(2) Pour filtrer à travers de l'amiante ou du sable, on en place une couche plus ou moins épaisse au bas de l'entonnoir, en mettant les fragmens les plus grossiers à la partie inférieure.

amertume : les expériences faites en 1817 et en 1818, à Brest, à Toulon et à Rochefort, pendant plusieurs mois, sur des forçats, ont prouvé qu'elles n'étaient point nuisibles à l'économie animale. Cependant les premières portions ont une odeur marécageuse qu'elles paraissent devoir à la présence d'une certaine quantité d'ammoniaque. Cette odeur disparaît d'elle-même par l'exposition à l'air pendant 15 à 20 jours ; mais elle disparaît immédiatement par la filtration à travers le charbon : l'agitation achève de rendre ces eaux potables.

71. *Propriétés Chimiques.* L'eau, agitée dans l'oxigène, dissout une partie de ce gaz d'autant plus considérable que la pression est plus grande et la température plus basse ; à la température de 100°, l'eau laisse dégager l'oxigène qu'elle avait absorbé à une plus basse température. L'eau agit de la même manière sur l'air atmosphérique, mais elle absorbe beaucoup plus d'oxigène que d'azote ; l'air contenu dans l'eau renferme 0,32 d'oxigène, tandis que l'air atmosphérique n'en renferme que 0,21. Pour recueillir l'air renfermé dans l'eau, on remplit exactement de ce liquide une cornue A B C D (*fig.* 41) dont le col s'engage sous des cloches pleines d'eau : par l'ébullition, l'air se dégage, et la vapeur d'eau le force à passer dans les cloches. Le gaz qui se dégage renferme d'autant plus d'oxigène qu'il est recueilli plus tard ; c'est une conséquence naturelle de ce que l'affinité de l'eau est plus grande pour l'oxigène que pour l'azote. A la température de 10°, et sous la pression de 0,76, l'eau renferme une quantité d'air égale à $^1/_{25}$ de son volume. Cet air, qui existe en dissolution dans l'eau, est nécessaire pour qu'elle soit potable ; lorsqu'elle en est privée, elle devient fade et nauséabonde : telles sont les eaux qui ont séjourné dans le vide ou qui ont été soumises à l'ébullition.

L'eau se combine encore avec une plus grande proportion d'oxigène, et donne naissance au deutoxide d'hydrogène, que nous examinerons plus tard.

Parmi les corps que nous avons déjà examinés, il en est deux qui sont solubles dans l'eau ; savoir : le chlore et l'iode. Quatre d'entre eux peuvent la décomposer à une température plus ou moins élevée : ce sont le chlore, l'iode, le bore et le carbone. Le chlore décompose l'eau

à la température ordinaire, mais par l'action des rayons solaires; les produits de cette décomposition sont de l'oxigène, de l'acide hydrochlorique, et de l'acide chlorique. La décomposition de l'eau par l'iode en dissolution à lieu à la température de l'ébullition, il se forme de l'acide iodique et de l'acide hydriodique; mais comme ces deux acides, parvenus à un certain point de concentration, ont la propriété de se décomposer mutuellement, la décomposition de l'eau s'arrête bientôt. Le bore et le carbone ne décomposent l'eau qu'à la chaleur rouge; on décompose l'eau par le bore et le carbone, comme par le fer (17) (*fig.* 27). Les produits sont, pour le bore, de l'hydrogène et de l'acide borique; pour le carbone, de l'hydrogène carboné et de l'acide carbonique. On peut encore décomposer l'eau par le charbon d'une manière plus simple, en plongeant subitement dans l'eau des charbons incandescens: les bulles nombreuses qui se dégagent peuvent se recueillir sous une cloche pleine d'eau, où l'on peut facilement reconnaître leur nature. L'hydrogène carboné qui résulte de la décomposition de l'eau par le charbon, étant très-combustible, on voit combien il serait dangereux de jeter une petite quantité d'eau sur un grand foyer; car, si la quantité d'eau n'était pas suffisante pour diminuer sensiblement la température par la chaleur qu'elle absorbe en se réduisant en vapeurs, elle serait en partie décomposée, et augmenterait la flamme. C'est sur cette propriété qu'est fondé l'usage de mouiller le charbon de terre dont se servent les forgerons.

72. *Analyse.* On peut facilement analyser l'eau en la décomposant par le fer incandescent; pour cela on introduit du fer décapé dans un tube de porcelaine placé dans un fourneau; à l'une des extrémités on place une petite cornue en partie pleine d'eau, à l'autre extrémité, un serpentin destiné à condenser la vapeur d'eau qui échappe à la décomposition; l'extrémité du serpentin communique avec un flacon à deux tubulures, destiné à recevoir l'eau condensée; à l'autre tubulure est adapté un tube destiné à conduire l'hydrogène sous des cloches pleines d'eau: la différence du poids de la cornue avant et après l'opération donne celui de l'eau qui a été réduite en vapeurs. Ce poids, diminué de celui de l'eau condensée dans le flacon, donne le poids de l'eau réellement décomposée;

on obtient le poids de l'oxigène produit dans cette décomposition par l'augmentation de poids du fer placé dans le tube de porcelaine ; enfin, le poids du volume de l'hydrogène recueilli, ramené à la pression de $0^m,76$, et à la température de zéro, peut être facilement apprécié, car on sait qu'un decimètre cube ou un litre d'hydrogène, dans les circonstances que nous venons d'énoncer, pèse $0^g,0835$. On trouve alors que le poids de l'hydrogène, ajouté à celui de l'oxigène combiné avec le fer, représente exactement le poids de l'eau décomposée, et que 100 parties de ce liquide sont composées de 88,90 d'oxigène et de 11,10 d'hydrogène, ou de 2 volumes d'hydrogène, et d'un volume d'oxigène.

On peut encore faire l'analyse de l'eau en la décomposant par un courant galvanique. On se sert pour cela d'un entonnoir A B C D (*fig.* 56) fermé en bas par une couche de mastic à travers laquelle passent deux fils de platine *abc*, et *a' b' c'*; on remplit l'entonnoir et les cloches M et N d'eau acidulée, ensuite on met les extrémités *c* et *c'* des deux fils de platine, en communication avec les pôles d'une pile galvanique, l'eau est décomposée, l'hydrogène se dégage à l'extrémité du fil qui communique avec le pôle négatif de la pile, c'est-à-dire avec la dernière plaque de cuivre ; et l'oxigène se dégage à l'extrémité de l'autre fil qui communique avec le pôle positif, c'est-à-dire avec la première plaque de zinc ; on reconnait facilement alors la nature des gaz, le rapport de leur volume, et, par conséquent, celui de leur poids. (Voyez, pour plus de détails, le Cours de Physique, II[e] partie, ch. IV.)

On peut encore démontrer que l'eau est composée ainsi que nous l'avons dit, en la réformant de toutes pièces ; on démontre que la combustion de l'hydrogène produit de l'eau, en faisant dégager et brûler le gaz à l'extrémité d'un tube de verre A B (*fig.* 57) introduit dans un ballon de verre : la vapeur d'eau se condense contre les parois du ballon, et on peut dans un petit nombre d'heures recueillir assez de liquide pour en reconnaître la nature ; on démontre, en faisant détonner dans l'eudiomètre un mélange d'hydrogène et d'oxigène, que l'hydrogène absorbe en se brûlant la moitié de son volume d'oxigène. Lorsqu'on veut en même temps recueillir les produits de la combustion et mesurer les volumes des gaz

employés, on se sert d'un ballon de verre d'une grande capacité plein d'oxigène, et dans lequel on fait arriver un courant d'hydrogène et d'oxigène : l'hydrogène se dégage à l'extrémité d'un tube très-capillaire, il est enflammé par une étincelle électrique : les gaz sont fournis par des gazomètres, soumis pendant l'expérience à une pression uniforme. (Voyez, pour les détails de cette expérience, Annales de Chimie, tom. VIII et IX.)

73. *Histoire.* L'eau a été regardée pendant long-temps comme un corps simple ; en 1781 Cavendish et Monge découvrirent presque en même temps que la combustion de l'hydrogène produisait de l'eau ; mais ce ne fut qu'après les expériences faites par Lavoisier et Meunier, en 1785, sur la combustion de l'hydrogène en vase clos, que la nature de l'eau fut parfaitement connue. Ces expériences furent ensuite répétées plus en grand par Lefèbre-Ginau et par Fourcroy, Vauquelin et Seguin, qui obtinrent les mêmes résultats.

74. *Usages.* L'eau joue un rôle très-important dans tous les phénomènes de la nature, et dans tous les arts. Dans le voisinage des pôles, et dans les hautes régions des autres climats, elle existe à l'état solide d'une manière permanente ; mais partout ailleurs elle change périodiquement d'état et de lieu ; ses vapeurs, qui naissent continuellement, produisent les nuages, qui, poussés par les vents, parcourent toutes les régions de l'atmosphère, se condensent par des variations de température, et retombent sur la terre, sous la forme de pluie, de neige, ou de grêle. Ces eaux, provenant de la condensation des vapeurs, s'écoulent sur les pentes des continens, en entraînant avec elles les substances solubles qu'elles rencontrent, et vont se rendre dans les réservoirs qui occupent la partie la plus basse du globe, où de nouvelles vapeurs se forment encore, et reproduisent les mêmes phénomènes.

L'eau sans cesse absorbée, ou à l'état liquide, ou à l'état gazeux, par les êtres vivans, sert de véhicule aux substances qui circulent dans leurs vaisseaux.

Dans les arts on en fait un usage perpétuel ; solide, on l'emploie pour produire les froids artificiels, pour graduer les thermomètres, pour déterminer la chaleur spécifique des corps, et en médecine comme tonique ;

liquide, on l'emploie comme force motrice, comme moyen de transmettre les forces, comme dissolvant pour faciliter la réaction des corps, pour déterminer leur pesanteur spécifique; pour séparer les corps dont les densités sont très-différentes, etc.; enfin, à l'état de vapeurs, on l'emploie principalement comme force motrice, et pour communiquer la chaleur.

L'eau étant composée de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxigène, et les gaz, d'après l'hypothèse admise, renfermant sous le même volume, à la même température et sous la même pression, le même nombre de molécules, il en résulte qu'une molécule d'eau est composée de 2 molécules d'hydrogène et de 1 molécule d'oxigène, et, par conséquent, que son poids est égal à celui de ces 3 molécules, c'est-à-dire, de 1,1242.

B. *Deutoxide d'hydrogène ou Eau oxigénée.*

75. *Propriétés Physiques.* Liquide, incolore, inodore; sa saveur est analogue à celle de certaines dissolutions métalliques; il détruit les couleurs végétales; il blanchit l'épiderme, et le détruit si son contact est prolongé. Sa pesanteur spécifique est de 1,452.

A la température de 20°, il commence à se décomposer en abandonnant une portion de son oxigène; mais la décomposition ne s'effectue qu'à une température d'autant plus élevée que la quantité d'oxigène combinée avec l'eau est plus petite. Ce corps ne se solidifie point par un froid de 30°.

Un courant galvanique le décompose en oxigène et en hydrogène. Soumis à l'action de la lumière solaire, de la lumière diffuse, ou conservé dans l'obscurité, il se décompose complétement en peu de mois.

76. *Préparation.* Dans un vase de verre environné de glace et renfermant de l'eau chargée d'acide hydro-chlorique, on verse du deutoxide de barium, qui, après avoir été humecté, a été réduit en pâte dans un mortier de verre ou de porcelaine. Le deutoxide de barium est décomposé; le protoxide se combine avec l'acide, et l'oxigène se combine avec l'eau; on précipite la barite en versant de l'acide sulfurique, goutte à goutte, jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès; on filtre la liqueur pour séparer le sulfate de barite; on dissout dans l'acide hydro-chlorique, devenu libre, une nouvelle quantité de deutoxide de barium, on précipite encore le protoxide par l'acide sulfurique, et on répète cette opération jusqu'à ce que la liqueur soit assez chargée d'oxigène. En employant 2 décilitres d'eau mêlée avec une quantité d'acide capable de dissoudre 15 grammes de deutoxide de barium, après avoir opéré

sur 90 à 100 grammes, l'eau est chargée de 25 fois son volume d'oxigène; on peut, en employant plus d'acide et en dissolvant à la fois plus d'oxide, charger l'eau de 125 fois son volume d'oxigène; mais lorsque l'eau contient plus de 50 volumes d'oxigène, elle se décompose trop facilement, pour qu'il soit avantageux de continuer l'oxigénation par la barite. Lorsque l'eau est suffisamment oxigénée, on la sature de deutoxide; il se forme un précipité composé de silice, d'alumine et d'oxide de fer, qu'on sépare promptement au moyen d'un filtre de toile : cette opération doit se faire avec célérité, car une très-petite quantité d'oxide de manganèse libre produit un dégagement considérable d'oxigène. Il ne reste plus alors, pour avoir l'eau oxigénée parfaitement pure, qu'à séparer la barite et l'acide hydro-chlorique; on précipite encore la barite par l'acide sulfurique, et on sépare le sulfate de barite par la filtration; et enfin, on précipite l'acide hydro-chlorique par le sulfate d'argent, et l'acide sulfurique par la barite. On doit avoir soin d'employer du sulfate qui ne renferme point d'oxide libre, et dans toutes ces précipitations successives d'employer, autant que possible, exactement la quantité de réactifs nécessaire : c'est à quoi l'on parviendra par des tâtonnemens. Cependant, comme le point mathématique de saturation est extrêmement difficile à atteindre, il est préférable de laisser dans la liqueur un excès d'acide plutôt qu'un excès de base. Toutes les manipulations doivent se faire à la température de zéro; pour cela, le vase de verre dans lequel on fait les dissolutions et les précipitations doit rester environné d'une couche de glace que l'on renouvelle à mesure qu'elle se fond, et les filtrations doivent se faire dans un entonnoir double (*fig.* 58); l'entonnoir intérieur A B C D pénètre l'entonnoir extérieur A' B' C' D', auquel il est réuni par une virole en cuivre, qui ferme exactement, par la partie inférieure, l'espace qui les sépare; cet espace est rempli de glace, et le filtre est placé dans l'entonnoir intérieur.

Après la dernière filtration, on introduit la liqueur sous le récipient d'une machine pneumatique dans lequel on a placé une large capsule renfermant de l'acide sulfurique concentré; on fait le vide, et l'évaporation continuelle, produite par l'absorption de la vapeur d'eau par l'acide sulfurique, concentre la liqueur de plus en plus et la fait parvenir au point de renfermer 475 fois son volume d'oxigène.

On pourrait encore, pour faire l'eau oxigénée, se servir des peroxides de sodium, de potassium, de strontium, de calcium, et de plusieurs autres; mais il serait toujours plus difficile et souvent même impossible de séparer ces oxides de l'eau oxigénée.

77. *Propriétés Chimiques*. De tous les corps déjà examinés il n'en est que deux qui décomposent le deutoxide d'hydrogène, c'est le sélénium et le carbone. Le sélénium en poudre, mis en contact avec le deutoxide d'hydrogène concentré, le décompose subitement avec un grand dégagement de chaleur, s'acidifie et se dissout;

lorsque l'oxide est étendu d'eau, l'action est moins vive et se prolonge. Le charbon en poudre décompose aussi subitement le deutoxide concentré, et lentement celui qui ne l'est pas; tout l'oxigène se dégage, et aucune portion n'est absorbée par le charbon. L'eau jouit de la propriété de dissoudre le deutoxide d'hydrogène en toute proportion.

78. *Analyse et Composition.* On peut facilement analyser ce corps, en le décomposant, par l'action de la chaleur ou à la température ordinaire, par le charbon, l'oxide d'argent ou l'oxide de manganèse; on se sert, pour cela, d'un tube de verre A B (*fig.* 59), long de 15 à 16 pouces, fermé par son extrémité supérieure, plein de mercure, et reposant par sa partie inférieure dans une cuvette M N pleine du même métal. On introduit, par l'aspiration, dans une petite ampoule de verre *a*, une quantité d'oxide dont on détermine le poids en pesant l'ampoule vide et pleine; on la ferme en fondant l'extrémité à la flamme d'une allumette, et on l'introduit dans le tube; elle gagne la partie supérieure, on la brise avec une tige de verre; et ensuite, si l'on veut décomposer l'oxide par la chaleur, on se sert de l'appareil (*fig.* 60) qui est composé de deux cylindres concentriques en fil de fer, entre lesquels on place des charbons; on introduit le tube dans le cylindre intérieur, et la décomposition a bientôt lieu : mais comme elle se manifesterait subitement et même avec explosion si l'oxide était concentré, on doit toujours faire passer dans la cloche une certaine quantité d'eau distillée. Pour décomposer l'oxide par le charbon ou l'oxide de manganèse, il suffit d'introduire sous la cloche ces substances en poudre très-fine; elles s'élèvent par leur légèreté spécifique, et déterminent la décomposition par le simple contact : il faut avoir soin d'agiter le tube, afin que, la totalité de ce liquide se trouvant successivement en contact avec le corps solide, on puisse être assuré que la décomposition est complète. Nous devons encore ajouter que, lorsqu'on emploie le peroxide de manganèse, il faut d'abord faire passer dans le tube une petite quantité de potasse en dissolution, afin de neutraliser l'acide que l'eau oxigénée renferme presque toujours, et qui en agissant sur l'oxide de manganèse, pourrait le décomposer et produire un dégagement d'oxigène. M. Thénard a trouvé, par ce procédé, que le deutoxide d'hydrogène au maximum de densité renferme deux fois autant d'oxigène que l'eau ordinaire : on peut donc regarder chacune de ces molécules comme composée de 2 molécules d'oxigène et de 2 molécules d'hydrogène. Le poids de la molécule sera donc alors 2,1243.

Le deutoxide d'hydrogène a été découvert par M. Thénard en 1818; c'est à ce célèbre chimiste que nous devons la connaissance de toutes les propriétés de ce corps singulier. Jusqu'ici l'eau oxigénée n'a été employée qu'à la restauration des dessins gâtés par l'altération du blanc de plomb; l'hydrogène sulfuré, qui se produit si souvent dans la décomposition des matières végétales et animales, a la pro-

priété de décomposer le blanc de plomb et de le transformer en sulfure noir; mais l'eau oxigénée, même très-faiblement, brûle en même temps le plomb et le soufre de ce sulfure et le transforme en sulfate blanc : il suffit, pour produire cet effet, de passer avec un pinceau sur les parties noircies une couche d'eau renfermant seulement 8 à 9 fois son volume d'oxigène.

C. *Protoxide d'Azote.*

79. *Propriétés Physiques.* Gaz incolore et saveur légèrement sucrée. Sa pesanteur spécifique est de 1,5269. Soumis à l'action d'une très-haute température, il se décompose en azote et en acide nitreux.

80. *État Naturel.* Le protoxide d'azote n'existe jamais dans la nature.

81. *Préparation.* Dans une fiole à médecine (*fig.* 60), garnie d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau, on met du nitrate d'ammoniac desséché ; à une température peu élevée il se décompose ; l'ammoniaque étant composé d'hydrogène et d'azote, et l'acide nitrique d'azote et d'oxigène, l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec une partie de l'oxigène de l'acide nitrique et forme de l'eau ; et l'azote de cette base, en se combinant avec l'acide nitrique, en partie désoxigéné, se transforme en protoxide d'azote. Ce gaz étant un peu soluble dans l'eau, il ne doit pas rester long-temps en contact avec ce liquide.

82. *Propriétés Chimiques.* Le protoxide d'azote n'absorbe point l'oxigène à l'état de gaz ; au contraire, celui qui y est renfermé est retenu par une si faible affinité, que le protoxide le cède avec la plus grande facilité à tous les corps combustibles ; de sorte qu'il alimente la combustion et même beaucoup mieux que l'air atmosphérique, car, une bougie éteinte dont la mèche présente seulement quelques points en ignition, se rallume subitement dans ce gaz comme dans l'oxigène ; ainsi, du charbon, du soufre, du phosphore enflammés, plongés dans une cloche pleine de protoxide d'azote, continuent à brûler avec un plus grand dégagement de chaleur et de lumière. Le bore décompose également le protoxide d'azote, mais à une température très-élevée. Il est probable que le sélénium jouit de la même propriété. L'eau, à la température de 15°, et sous la pression

de 0,m76, dissont la moitié de son volume de protoxide d'azote ; mais, à la température de l'ébullition, elle le laisse dégager.

83. *Analyse.* On peut analyser ce gaz par plusieurs procédés : le premier consiste à faire détonner dans l'eudiomètre un mélange de 200 parties d'hydrogène et de 100 parties de protoxide ; on obtiendra un résidu formé de 100 parties d'azote et de 100 parties d'hydrogène ; les 100 parties d'hydrogène qui ont disparu, ont dû absorber, par la combustion, 50 parties d'oxigène (1), et par conséquent le protoxide d'azote est formé d'un volume d'azote et d'un demi-volume d'oxigène condensés en un seul. On peut encore analyser ce gaz en le faisant passer dans une cloche courbe pleine de mercure (*fig.* 48), dans la partie supérieure de laquelle on introduit un fragment de potassium de sodium ou de sulfure de barite ; on chauffe l'extrémité de la cloche avec une lampe à esprit de vin ; l'oxigène est absorbé, et l'azote libre conserve le même volume ; la quantité d'oxigène se trouve alors représentée par la différence de la pesanteur spécifique du protoxide et de l'azote, c'est-à-dire, par 0,552 : or, comme ce nombre est précisément la moitié de la pesanteur spécifique de l'oxigène, il s'ensuit que le protoxide d'azote est composé comme nous l'avons déjà dit. La composition en poids est 63,93 d'azote, et 36,07 d'oxigène ; ces nombres sont dans le même rapport que 1,1025, pesanteur spécifique de l'oxigène, et 1,9514, double de la pesanteur spécifique de l'azote. Ces nombres étant dans le même rapport que le double du poids d'une molécule d'azote à celui d'une molécule d'oxigène, il s'ensuit qu'une molécule de protoxide d'azote se forme de 2 molécules d'azote et d'une molécule d'oxigène ; c'est ce qui résulte d'ailleurs de la composition en volume. Le poids de la molécule est 2,768 (2).

---

(1) Dans cette expérience on ne peut pas estimer la quantité d'oxigène, en prenant le tiers de l'absorption, comme nous avons fait dans l'analyse de l'air atmosphérique, parce que l'azote occupe le même volume que le protoxide ; en général, ce que nous avons dit (19) n'est applicable qu'aux gaz qui, par la combustion de l'oxigène qu'ils renferment, diminuent de tout le volume du gaz absorbé ; c'est ce qui a toujours lieu dans les mélanges, mais ce qui n'existe que rarement dans les gaz dont les élémens sont combinés, car dans la combinaison il y a souvent condensation.

(2) On ne peut pas déterminer le poids de la molécule des gaz composés par le même principe qui nous a servi à déterminer celui des molécules des gaz simples, car si on admettait que les gaz com-

84. *Histoire.* Ce gaz a été découvert, en 1772, par Priestley, et étudié successivement par MM. Bertholet, Davy, Gay-Lussac et Thénard ; il est sans usage.

D. *Deutoxide d'Azote.*

85. *Propriétés Physiques.* Gaz incolore, dont l'odeur et la saveur sont inconnues, attendu qu'aussitôt que ce gaz est en contact avec l'air, il se transforme en acide nitreux. Sa pesanteur spécifique est de 1,0390. Ce gaz est décomposé par la chaleur et par l'électricité, de même que le protoxide.

86. *État Naturel.* Le deutoxide d'azote n'existe point dans la nature.

87. *Préparation.* Dans un flacon à deux tubulures (*fig.* 26), dont l'une reçoit un tube de sûreté A B, et dont l'autre est garnie d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau, on introduit de l'acide nitrique et de la limaille de cuivre : l'acide nitrique se divise en deux parties : l'une se décompose en deutoxide d'azote qui se dégage, et en oxigène qui se combine avec le cuivre ; la portion d'acide nitrique non décomposé se combine avec l'oxide de cuivre et forme du nitrate de cuivre qui reste en dissolution. Au commencement de l'opération, le flacon se remplit de vapeurs rouges qui proviennent de l'air qui était renfermé dans le flacon ; on ne doit recueillir le gaz, pour l'avoir pur, que lorsque ces vapeurs se sont échappées.

88. *Propriétés Chimiques.* Le deutoxide d'azote absorbe l'oxigène de l'air à la température ordinaire, et donne naissance à de l'acide nitreux qui se présente sous la forme de vapeurs rutilantes. Il éteint les corps en combustion, à l'exception du phosphore qui, plongé dans ce gaz, continue d'y brûler. Le charbon et l'hydrogène décomposent le deutoxide d'azote à une température très-élevée. Le chlore et le deutoxide d'azote secs

---

posés et les gaz simples renferment sous le même volume et dans les mêmes circonstances le même nombre de molécules, on serait conduit à admettre des combinaisons entre des fractions des molécules, ce qui est impossible : par exemple, dans le cas dont il s'agit, il faudrait admettre que chaque molécule d'azote se combine avec une demi-molécule d'oxigène.

et à l'état de gaz n'exercent point d'action l'un sur l'autre ; mais le chlore humide, mêlé avec le deutoxide d'azote, donne naissance, par la décomposition de l'eau, à de l'acide nitreux et à de l'acide hydro-chlorique. A la température de 15°, l'eau dissout $^1/_{20}$ de son volume de deutoxide d'azote, qu'elle laisse complétement dégager à la température de l'ébullition.

89. *Analyse.* Le deutoxide d'azote, de même que le protoxide, s'analyse par le sulfure de barite. Il est composé d'un volume d'oxigène et d'un volume d'azote, sans condensation, c'est-à-dire qu'un volume d'azote et un volume d'oxigène produisent deux volumes de deutoxide d'azote. La densité de ce dernier corps doit être alors la demi-somme de la densité de ses élémens; c'est ce qui existe en effet. Sa composition en poids est de 46,94 d'azote, et de 53,06 d'oxigène. Chaque molécule est formée d'une molécule d'azote et d'une molécule d'oxigène ; et le poids de la molécule est de 4,64.

90. *Histoire et Usage.* Le deutoxide d'azote a été découvert par Hales ; c'est Priestley et M. Davy qui ont découvert la plupart de ses propriétés.

Le deutoxide d'azote n'est employé que dans la fabrication de l'acide sulfurique.

E. *Protoxide de Chlore.*

91. *Propriétés Physiques.* Gaz d'un jaune foncé, odeur de chlore et de sucre brûlé ; sa pesanteur spécifique est de 2,3818 ; à une température peu élevée, il se décompose avec explosion. Il n'existe point dans la nature.

92. *Préparation.* Pour obtenir le protoxide de chlore, on se sert d'un tube de verre (*fig.* 62) de 1 centimètre de largeur et 4 ou 5 centimètres de hauteur, fermé à la partie inférieure, et garni supérieurement d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ; dans ce tube on introduit un mélange de chlorate de potasse et d'acide hydro-chlorique, étendu d'eau. L'acide hydro-chlorique se divise en deux parties ; la première s'empare de la potasse du chlorate et forme de l'hydrochlorate de potasse, qui reste en dissolution ; la seconde enlève, par son hydrogène, une certaine quantité d'oxigène à l'acide chlorique : il se dégage du chlore et du protoxide de chlore. On absorbe le premier en recueillant les gaz sur le mercure ; le chlore se combine avec le mercure, et le protoxide de chlore reste pur.

Il faut, pour que l'absorption du chlore soit complète, que les gaz restent plusieurs heures en contact avec le mercure.

93. *Propriétés Chimiques.* Le protoxide de chlore rougit d'abord les couleurs bleues végétales, et les détruit ensuite. Le phosphore le décompose instantanément avec explosion; il se forme de l'acide phosphorique et du chlorure de phosphore. L'action du soufre n'a point lieu d'abord, mais elle se manifeste de même au bout de quelques instans par une forte détonation : les produits de cette décomposition sont de l'acide sulfureux et du chlorure de soufre. L'eau à la température et sous la pression ordinaire dissout 8 à 10 fois son volume de protoxide de chlore; mais alors elle le décompose en chlore et en deutoxide.

94. *Analyse.* 50 parties en volume de protoxide de chlore, décomposées par l'action de la chaleur, produisent 40 parties de chlore et 20 parties d'oxigène; il résulte de là, que le protoxide de chlore est composé de 2 volumes de chlore et de 1 volume d'oxigène condensé de 1/6; que sa composition en poids est de 81,45 de chlore, et de 18,55 d'oxigène, et enfin, que chaque molécule du protoxide de chlore est composé de 2 molécules de chlore et de 1 d'oxigène, et que le poids d'une de ses molécules est représenté par le nombre 5,392.

95. *Histoire et Usage.* Le protoxide de chlore a été découvert par Davy, en 1811; il est sans usage.

F. *Deutoxide de Chlore.*

96. *Propriétés Physiques.* Gaz d'un jaune-verdâtre, odeur aromatique; sa saveur est astringente et corrosive, il laisse pendant long-temps une impression désagréable sur la langue. Sa pesanteur spécifique est de 2,3155. A la température de 100°, il détonne avec plus de violence que le protoxide; il est également décomposé par les rayons solaires et l'électricité. Il n'existe point dans la nature.

97. *Préparation.* On l'obtient en traitant, dans un appareil semblable à celui qu'on emploie dans la préparation du protoxide, une pâte formée avec du chlorate de potasse et de l'acide sulfurique, étendu de la moitié de son poids d'eau; on chauffe le tube dans de l'eau qu'on a soin de maintenir à une température inférieure à celle de l'ébullition; le chlorate de potasse se divise en deux parties; l'une cède sa potasse à l'acide sulfurique, et une portion de son oxigène au chlorate non décomposé; il se forme ainsi du sulfate et du chlorate oxigéné de potasse qui restent en dissolution, et du deutoxide de chlore qui se dégage et qu'on recueille sous des cloches pleines de mercure; on ne doit jamais opérer que sur quelques grammes de chlorate.

98. *Propriétés Chimiques.* Ce gaz détruit les couleurs bleues végétales, sans les

rougir d'abord; il est soluble dans l'eau; il jouit de toutes les autres propriétés chimiqnes du protoxide.

99. *Analyse.* Deux volnmes de deutoxide de chlore, en faisant explosion par la chaleur, sont convertis en 2 volumes d'oxigène et 1 volume de chlore; chaque molécule est donc composée de 2 molécules d'oxigène et de 1 de chlore, ou en poids de 52,33 de chlore et de 47,67 d'oxigène, et le poids d'une molécule est de 4,196.

100. *Histoire.* Le deutoxide de chlore a été découvert presque en même temps par M. Davy et le comte Von Stadion, de Vienne; il est sans usage.

G. *Protoxide de Phosphore.*

101. On désigne sous le nom de protoxide de phosphore la substance solide blanche qui se forme à la surface des cylindres de phosphore plongés dans l'ean qu'on renouvelle de temps en temps. Ce corps a été fort peu examiné; on sait seulement qu'il est formé de phosphore et d'oxigène, et qu'il est moins fusible et moins combustible que le phosphore.

H. *Deutoxide de Phosphore.*

102. On désigne ainsi une substance rouge qu'on obtient pour résidu de la distillation, ou de la combustion du phosphore. Cet oxide n'a été que fort peu examiné; il paraît cependant que ses propriétés sout à peu près les mêmes que celles du protoxide.

I. *Oxide de Sélénium.*

103. Gaz incolore, odeur de choux pouris; il n'a jamais pu être séparé de l'azote ou de l'oxigène avec lesquels il est mêlé lorsqu'il se forme; il n'est point soluble dans l'eau, cependant il lui communique son odeur; on l'obtient en brûlant du séléninm dans une cloche pleine d'air ou d'oxigène: il se forme en même temps de l'acide sélénique; ce corps a été découvert par Berzélius.

K. *Oxide de Carbone.*

104. *Propriétés Physiques.* Gaz incolore, insipide; sa pesanteur spécifique est de 0,96783. Ce corps est inaltérable par tous les fluides impondérables. Il n'existe point dans la nature.

105. *Préparation.* On obtient l'oxide de carbone par l'un des trois pro-

cédés suivans : 1° En décomposant par la chaleur l'oxalate de plomb desséché, il se forme en même temps de l'oxide de carbone, de l'acide carbonique, et l'oxide de plomb est mis en liberté ; on peut recueillir les gaz sous l'eau ou sous le mercure ; on enlève l'acide carbonique par une dissolution de potasse ; cette opération peut se faire dans une cornue de verre. 2° En soumettant à l'action d'une température très-élevée un mélange de limaille de fer et de carbonate de barite desséché, le fer s'empare d'une partie de l'oxigène de l'acide carbonique, et l'oxide de carbone provenant de l'acide carbonique désoxigéné, se dégage : cette décomposition n'ayant lieu qu'à une température très-élevée, elle doit être faite dans une cornue de fer, de grès ou de porcelaine. 3° En soumettant à l'action de la chaleur un mélange de parties égales d'oxide de zinc et de charbon fortement calciné, l'oxide de zinc se réduit ; son oxigène, en se combinant avec le charbon, forme de l'oxide de carbone, qui se dégage ; le zinc, à l'état métallique, se sublime et se condense dans le col de la cornue : cette dernière opération doit être faite comme la précédente, dans une cornue de grès. Comme il arrive souvent que l'oxide de carbone qui se dégage est mêlé avec une quantité plus ou moins considérable d'acide carbonique ; il faut, avant de le recueillir, le faire passer à travers une dissolution de potasse. Si dans l'un quelconque des procédés que nous venons de décrire, il restait un peu d'eau dans les substances soumises à l'action de la chaleur, elle serait décomposée, et l'oxide de carbone serait mêlé d'hydrogène carboné ; dans le dernier procédé, il s'en forme toujours un peu, parce que le charbon, le plus fortement calciné, contient encore quelques traces d'hydrogène.

106. *Propriétés Chimiques.* Le gaz oxide de carbone éteint les corps en combustion, mais il est très-combustible lui-même ; il brûle comme de l'hydrogène carboné ; le produit de sa combustion est de l'acide carbonique. Un mélange de parties égales d'oxide, de carbone et d'oxigène, détonne fortement par la présence d'un corps en ignition ou par une étincelle électrique. L'oxide de carbone n'est décomposé par aucun des corps combustibles que nous avons déjà examinés. Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau. Il ne se combine qu'avec le chlore.

La combinaison du chlore et de l'oxide de carbone ne peut avoir lieu que par l'influence des rayons solaires; c'est pour cette raison qu'on a donné au corps qui en résulte le nom de phosgène, *engendré par la lumière :* le gaz phosgène est aussi appelé gaz-acide-chloroxi-carbonique.

Le gaz phosgène est sans couleur, d'une odeur suffoquante, affecte fortement les yeux, rougit la teinture de tournesol, et éteint les corps en combustion. Sa pesanteur spécifique est de 3,399.

Ce gaz est décomposé par l'eau à la température ordinaire, ou par un mélange d'oxigène et d'hydrogène au moyen de l'étincelle électrique : dans l'un et l'autre cas il se forme de l'acide hydro-chlorique et de l'acide carbonique; le gaz phosgène n'est décomposé par aucun des autres corps que nous avons déjà examinés : la découverte en est due à John Davy; il est sans usage.

107. *Analyse.* On détermine la proportion des élémens constituans de l'oxide de carbone, en faisant détonner, par l'étincelle électrique, un mélange de 100 parties d'oxide et de 50 d'oxigène; il se forme 100 parties d'acide carbonique; or, comme un volume d'acide carbonique contient un égal volume d'oxigène, il s'ensuit que l'oxide de carbone renferme exactement la moitié de l'oxigène contenu dans un même volume d'acide carbonique; par conséquent, l'acide carbonique étant composé de 27,36 de carbone et de 72,64 d'oxigène; l'oxide de carbone est composé de 27,36 de carbone et de 36,32 d'oxigène, ou de 42,57 de carbone et de 57,04 d'oxigène; et comme ces nombres sont entre eux dans le même rapport que les nombres 1 et 0,75, si on représente par ce dernier nombre le poids de la molécule de carbone, la molécule d'oxide de carbone sera composée d'une molécule de carbone et d'une molécule d'oxigène, et son poids sera représenté par le nombre 1,75.

Si le carbone pouvait être réduit à l'état de vapeurs, l'oxide de carbone résulterait de la combinaison d'un volume d'oxigène et d'un volume de vapeurs; puisque nous avons admis que les gaz simples, sous le même volume et dans les mêmes circonstances, renfermaient le même nombre de molécules, et que la molécule d'oxide de carbone est formée d'une molécule d'oxigène et d'une molécule de carbone; la densité de cette vapeur devrait être à celle de l'oxigène dans le rapport de 1 à 0,75; elle serait alors représentée par le nombre 0,8268. M. Gay-Lussac admet un nombre deux fois plus petit, parce qu'il regarde l'oxide de carbone comme formé d'un volume d'oxigène, et seulement d'un demi-volume de vapeurs de carbone.

108. *Histoire.* Le gaz oxide de carbone a été découvert par Priestley, mais il fut regardé pendant long-temps comme composé d'hydrogène et de carbone : la nature de ce gaz fut reconnue en même temps en Angleterre par Cruickshank, et en France par MM. Clément et Désormes.

§ II.

Corps Composés non acides, résultant de la combinaison des Corps Simples combustibles non métalliques.

Ces combinaisons sont au nombre de 17 et portent les noms suivans :

Azote hydrogéné ou Ammoniaque.
Azote ioduré ou Iodure d'azote.
Azote carboné ou Cyanogène.
Hydrogène phosphoré.
Hydrure de soufre.
Hydrogène carboné.
Chlorure d'azote.
Chlorure de phosphore.
Chlorure de soufre.
Chlorure d'iode.
Chlorure de carbone.
Phosphure de soufre.
Phosphure d'iode.
Phosphure de sélénium.
Sulfure de sélénium.
Sulfure d'iode.
Sulfure de carbone.

Nous les examinerons successivement.

A. *Ammoniaque.*

109. *Propriétés Physiques.* L'ammoniaque est une substance gazeuse, incolore, d'une odeur vive, piquante, et qui provoque facilement les larmes. Sa pesanteur spécifique est de 0,591. Le gaz ammoniac est inaltérable par la chaleur ; une température très-élevée ne le décompose pas ; un froid de 48° au-dessous de zéro ne le fait point changer d'état ; mais il se décompose par une série d'étincelles électriques.

110. *État Naturel.* Le gaz ammoniac n'existe jamais libre dans la nature ; on le trouve combiné avec l'acide sulfureux et l'acide sulfurique dans le voisinage des volcans ; à l'état de phosphate et d'hydro-chlorate dans les urines de l'homme ; à l'état d'hydro-chlorate dans les excrémens des chameaux ; et enfin, combiné avec les acides carboniques et acétiques dans toutes les matières animales en décomposition.

111. *Préparation*. C'est en décomposant, par la chaux, l'hydro-chlorate d'ammoniaque, substance connue dans le commerce sous le nom de sel ammoniac, que l'on parvient à se procurer le gaz ammoniac : on pulvérise séparément parties égales de sel ammoniac et de chaux vive; on les mêle et on en remplit une cornue de verre. La décomposition commence à la température ordinaire; mais, pour qu'elle soit complète, il faut élever la température presque jusqu'à faire rougir la cornue; la chaux et l'acide hydro-chlorique se décomposent, produisent de l'eau, du chlorure de calcium fixe, et du gaz ammoniac qui se dégage; on doit le recueillir dans des cloches pleines de mercure. Comme ce gaz est très-soluble dans l'eau, c'est presque toujours en dissolution dans ce liquide qu'on l'emploie; on prépare ces dissolutions en introduisant le mélange de sel ammoniac et de chaux dans une cornue de grès, placée dans un fourneau à réverbère (*fig.* 15), et en faisant passer le gaz à travers de l'eau, renfermée dans une série de flacons. On emploie alors, pour faciliter la décomposition, de la bouillie de chaux, et non pas de la chaux vive. L'eau peut dissoudre ainsi, à la température et sous la pression ordinaire, 430 fois son volume de gaz ammoniac, à peu près la moitié de son poids; 1 kilogramme de sel ammoniac produit par sa décomposition une quantité de gaz suffisante pour saturer 1 kilogramme d'eau. Il faut avoir soin d'environner les flacons de linges humides, afin d'absorber la chaleur qui se dégage par la combinaison du gaz ammoniac avec l'eau, car la faculté dissolvante de l'eau diminue avec la température. Pour faire cette opération en grand, on ne doit point se servir de cornues de grès, parce qu'on ne pourrait pas opérer sur des masses assez considérables, et que d'ailleurs on serait obligé de les briser à la fin de chaque opération; on doit employer une chaudière de fonte, fixée dans un fourneau en briques; on place sur cette chaudière un couvercle en cuivre, garni d'un tuyau qui est destiné à conduire le gaz dans un appareil de Wolf.

112. *Propriétés Chimiques*. Le gaz ammoniac éteint les corps en combustion; mais la flamme, avant de disparaître, s'agrandit; ce phénomène provient de la combustion d'une partie de l'hydrogène de l'ammo-

niaque ; il résulte de là que le gaz ammoniac est combustible dans l'air, mais que la chaleur qui se dégage n'est pas suffisante pour propager la combustion ; on ne parvient à le brûler complétement par l'air qu'en faisant un mélange de ces deux gaz, et en le soumettant successivement à la chaleur rouge en le faisant passer à travers un tube de porcelaine incandescent ; mais dans l'oxigène pur, la combustion s'effectue avec la plus grande facilité ; un mélange de parties égales de gaz ammoniac et d'oxigène détonne par une étincelle électrique, et par la présence d'un corps en ignition. Dans tous les cas les produits de la combustion de l'amoniaque sont de l'eau, de l'azote et une petite quantité d'acide nitrique et d'acide nitreux.

L'hydrogène et l'azote sont sans action sur l'ammoniaque. Le chlore agit sur lui avec la plus grande énergie ; à la température ordinaire il s'empare de l'hydrogène d'une partie de l'ammoniaque dont il dégage l'azote, se transforme en acide hydro-chlorique, qui, se combinant avec l'ammoniaque non décomposé, forme de l'hydro-chlorate d'ammoniaque ; si le chlore et l'ammoniaque sont à l'état de gaz, leur action est accompagnée d'un dégagement de chaleur et de lumière, et l'hydro-chlorate d'ammoniaque se présente sous la forme d'épaisses vapeurs blanches ; mais si le chlore et l'ammoniaque sont en dissolution dans l'eau, ou si un d'eux seulement est à l'état liquide, leur action ne développe plus que de la chaleur, l'hydro-chlorate d'ammoniaque se dissout à mesure qu'il se forme, et l'azote se dégage en bulles. On peut facilement constater ces phénomènes en faisant passer du chlore bulle à bulle, dans une cloche pleine de gaz ammoniac, et reposant sur le mercure ; ou en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution d'ammoniaque ; ou enfin en mêlant dans un vase une dissolution de chlore avec une dissolution d'ammoniaque. Cette action du chlore sur l'ammoniaque fournit un très-bon procédé pour obtenir de l'azote parfaitement pure ; l'appareil dont on se sert pour cet objet, est composé (*fig.* 63) d'un flacon à deux tubulures dans lequel on met une dissolution d'ammoniaque, une des tubulures reçoit un tube qui descend jusqu'au fond du flacon et qui est destiné à conduire, à travers la dissolution,

le chlore qui se dégage d'une cornue avec laquelle il communique; l'autre tubulure reçoit un tube recourbé, qui est destiné à conduire, sous des cloches pleines d'eau ou de mercure, l'azote qui provient de la décomposition de l'ammoniaque.

Le soufre, à une température très-élevée, décompose aussi l'ammoniaque. Il en résulte de l'azote, de l'hydrogène, de l'hydro-sulfate et de l'hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque. Pour constater ces phénomènes, on adapte à une des extrémités d'un tube en porcelaine A B (*fig.* 64) placé dans un fourneau, deux cornues de verre, C et D renfermant, la première, un mélange de sel ammoniac et de chaux, la seconde, du soufre; à l'autre extrémité du tube de porcelaine on lute un cylindre de verre E F, renflé vers son milieu, et qu'on désigne sous le nom d'allonge; l'allonge communique avec un ballon tubulé H plongé dans un mélange frigorifique et dont la tubulure est garnie d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ou de mercure; lorsque le tube de porcelaine est incandescent, on fait dégager le gaz ammoniac, et la vapeur de soufre en chauffant les deux cornues C et D; l'hydrogène et l'azote sont conduits dans la cloche M, et les sels cristallisent dans l'allonge et dans la cornue.

L'iode s'unit à la température ordinaire à l'ammoniaque, il se forme un liquide visqueux qui doit être désigné sous le nom d'Iodure d'Ammoniaque; ce corps décompose l'eau à la température ordinaire en produisant de l'hydriodate d'ammoniaque soluble, et de l'iodure d'azote insoluble. Pour faire l'iodure d'ammoniaque, on met l'iode dans un ballon de verre dans lequel on fait arriver un courant d'ammoniaque qu'on dessèche en le faisant passer par un tube de verre (*fig.* 65) de deux centimètres de diamètre, et long de cinq à six, rempli de chlorure de chaux calciné.

Le carbone à l'état de charbon de bois, absorbe, comme nous l'avons déjà vu, une très-grande quantité de gaz ammoniac; sous toutes les formes, il le décompose à une température très-élevée; les produits de cette décomposition sont de l'hydrogène carboné, de l'azote et de l'acide hydro-cyanique: c'est en faisant passer de l'ammoniaque à travers un canon de porcelaine incandescent et renfermant du charbon, que l'on parvient à constater ces phénomènes.

On n'a point observé de quelle manière le phosphore, le sélénium et le bore agissent sur l'ammoniaque. Le protoxide d'azote, et les oxides de chlore le décomposent; le premier à une température élevée, les autres à la température ordinaire.

L'eau dissout, comme nous l'avons dit, une très-grande quantité de gaz ammoniac, elle l'absorbe avec une si grande force que, si on ouvre dans l'eau un flacon plein de gaz ammoniac pur, l'eau s'élance dans le flacon comme dans le vide. La glace absorbe aussi le gaz ammoniac, et se fond

à mesure que la combinaison a lieu. D'après les expériences de Humphry Davy, la dissolution ammoniacale la plus concentrée renferme 32,50 de gaz ammoniac, et 67,50 d'eau; sa pesanteur spécifique est de 0,8750.

L'ammoniaque à l'état gazeux, ou en dissolution dans l'eau, verdit le sirop de violette, ramène au bleu la teinture de tournesol qui a été rougie par les acides, rougit les teintures jaunes végétales, et enfin se combine avec tous les acides : ainsi ce corps jouit de toutes les propriétés des oxides métalliques alcalins ; c'est pourquoi on l'a désigné long-temps sous le nom d'*Alcali Volatil*.

113. *Analyse*. En faisant passer pendant plusieurs heures, une série d'étincelles électriques à travers le gaz ammoniac, renfermé dans un eudiomètre simple (*fig.* 31), le gaz se décompose complétement, et 200 parties produisent dans cette décomposition 300 parties d'hydrogène et 100 parties d'azote ; il est donc composé en poids de 17,46 d'hydrogène, et de 82,54 d'azote ; chaque molécule est composée de 3 molécules d'hydrogène et d'une molécule d'azote, et son poids est représenté par le nombre 1,1821.

114. *Usages*. On n'emploie jamais l'ammoniaque qu'en dissolution dans l'eau ; ses usages dans les arts sont très-bornés, mais on en fait souvent usage en médecine comme stimulant.

115. *Histoire*. Ce gaz a été découvert par Priestley ; Scheele, en le traitant par les oxides métalliques, reconnut que l'azote était un de ses élémens ; mais ce fut M. Bertholet qui, le premier, donna une analyse exacte du gaz ammoniac ; MM. Davy et Berzélius, persuadés que tous les corps qui jouissent des propriétés des oxides métalliques, renferment de l'oxigène, ont regardé l'hydrogène et l'azote comme des oxides d'un même métal, qu'ils ont désigné sous le nom d'Ammonium, et par conséquent, l'ammoniaque comme un autre oxide du même métal ; mais comme, malgré toutes les recherches, l'hydrogène et l'azote n'ont jamais pu être décomposés, cette hypothèse a été abandonnée d'autant plus facilement que l'oxigène et l'hydrogène jouissant tous deux de la propriété de former des acides, il paraît tout naturel qu'ils jouissent également de celle de former des oxides.

B. *Iodure d'Azote.*

116. L'iodure d'azote est un corps solide, noir, qui se décompose spontanément avec détonation lorsqu'il est sec, et seulement par une légère pression lorsqu'il est humide : c'est le passage subit de l'azote à l'état de gaz qui occasionne la détonation. On obtient l'iodure d'azote en mettant l'iode en contact à la température ordinaire avec un excès d'ammoniaque liquide ; une partie de l'ammoniaque est décomposée ; il se forme de l'hydriodate d'ammoniaque très-soluble et de l'iodure d'azote insoluble, qui se précipite, et qu'on sépare facilement de la liqueur par la filtration. On parvient à analyser l'iodure d'azote, en mettant une certaine quantité de cette substance dans un petit tube de verre *a b* (*fig.* 66) qu'on remplit d'eau et qu'on place sous une cloche A B également pleine d'eau ; on introduit dans le tube *a b* un fragment de potasse caustique en soulevant la cloche A B ; la potasse décompose lentement l'iodure, l'azote se dégage et se réunit au sommet de la cloche ; tandis que l'iode, par la décomposition de l'eau, forme avec la potasse de l'iodate et de l'hydriodate de potasse. On peut alors déterminer le poids de l'azote en mesurant son volume et celui de l'iode, en le précipitant par différens réactifs. M. Colin a trouvé, par d'autres moyens, que l'iodure d'azote est composé de 5,8544 d'azote et de 156,21 d'iode ; M. Gay-Lussac le regarde comme composé de 1,75 d'azote et 15,625 d'iode.

C. *Cyanogène.*

117. Le cyanogène est un corps gazeux, incolore, d'une odeur vive et piquante ; il rougit faiblement la teinture de tournesol. Sa pesanteur spécifique est de 1,8064 ; il est indécomposable par la chaleur.

Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en décomposant par la chaleur le cyanure sec de mercure (1) ; le cyanogène qui se dégage doit être recueilli sous des cloches pleines de mercure.

Ce gaz est très-combustible ; il brûle facilement dans l'air, par l'approche d'un corps incandescent ; les produits de la combustion sont de l'eau et de l'acide carbonique. Le chlore et l'hydrogène se combinent avec le cyanogène, et donnent naissance à deux acides, que nous désignerons sous les noms d'*Hydro-Cyanique* et de

(1) Si le cyanure était humide, il se formerait de l'acide carbonique, de l'ammoniaque et des vapeurs d'acide hydro-cyanique.

Chlorocyanique ; nous examinerons ces deux acides dans le chapitre suivant. D'après la nature et la combustibilité du cyanogène, il est facile de prévoir qu'il sera décomposé par tous les corps qui renferment de l'oxigène et qui le cèdent facilement. L'eau, à la température et sous la pression ordinaire, dissout 4 fois ½ son volume de cyanogène : cette dissolution s'altère en peu de jours : il se forme de l'acide hydro-cyanique, du carbonate d'ammoniaque et une matière brune dont la nature n'est pas bien connue.

On analyse le cyanogène en le faisant détonner dans l'eudiomètre à mercure avec deux fois et demi son volume d'oxigène : les produits de la combustion sont 1 volume de gaz azote et 2 volumes d'acide carbonique. Le cyanogène est donc composé, en poids, de 0,84 de carbone et de 0,97 d'azote ; le premier nombre est le double de la différence entre la pesanteur spécifique de l'acide carbonique et celle de l'oxigène, le second est celle de l'azote ; par conséquent, une molécule de cyanogène est formée d'une molécule d'azote et d'une molécule de carbone, et son poids est représenté par le nombre 2,284.

D. *Hydrogène Phosphoré.*

L'hydrogène et le phosphore se combinent en deux proportions différentes, et produisent deux corps gazeux désignés sous les noms d'*Hydrogène Perphosphoré* et d'*Hydrogène Proto-Phosphoré* : nous allons les examiner successivement.

Hydrogène Perphosphoré.

118. *Propriétés Physiques.* L'hydrogène perphosphoré est sans couleur; on ne connaît ni son odeur, ni sa saveur, attendu qu'aussitôt que ce gaz est en contact avec l'air, il change de nature. Sa pesanteur spécifique est de 0,9022. A une température très-élevée, il dépose une portion du phosphore. Par une série d'étincelles électriques, il est complétement décomposé en hydrogène et en phosphore.

119. *Préparation.* On obtient le gaz hydrogène perphosphoré en soumettant à l'action de la chaleur un mélange d'eau, de chaux et de phosphore ; on introduit ce mélange dans une fiole à médecine (*fig.* 61), dont le col est garni d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ou de mercure : l'eau est décomposée, ses deux élémens se combinent avec le phosphore, et de ces combinaisons il résulte de

l'hydrogène phosphoré, qui se dégage, et de l'acide hypo-phosphoreux, qui se combine avec la chaux. On peut encore obtenir l'hydrogène perphosphoré par le procédé suivant, qui est dû à Thompson. Dans une cornue tubulée, dont le col est garni d'un tube recourbé destiné à conduire le gaz dans des cloches pleines d'eau (*fig.* 19), on met des fragmens de phosphure de chaux, et, par le tube de sûreté, on introduit de l'acide hydro-chlorique étendu de deux fois son poids d'eau ; on achève de remplir la cornue avec de l'eau privée d'air par une récente ébullition, et on chauffe modérément : il se forme de l'hydrochlorate de chaux, un acide de phosphore qui reste en combinaison avec la chaux, et une très-grande quantité d'hydrogène perphosphoré, qui se dégage. Une demi-once de phosphure de chaux peut donner jusqu'à 70 pouces cubes de gaz.

120. *Propriétés Chimiques.* Le gaz hydrogène perphosphoré s'enflamme spontanément dans l'air atmosphérique à la température ordinaire, avec un grand dégagement de chaleur et de lumière et une odeur aillacée très-forte ; il se forme d'épaisses vapeurs blanches, qui se déposent promptement ; les produits de la combustion sont de l'eau et de l'acide phosphorique : ainsi l'hydrogène et le phosphore se brûlent en même temps. Si l'on faisait arriver le gaz hydrogène perphosphoré dans un tube très-étroit, le phosphore seulement serait brûlé, et cette combustion ne serait pas accompagnée d'un dégagement de lumière, parce que, la quantité d'air étant très-petite, la combustion n'aurait lieu que successivement ; elle produirait peu de chaleur, dont une grande partie serait d'ailleurs absorbée par la substance du tube.

Le soufre, à l'aide de la chaleur, décompose l'hydrogène perphosphoré ; il se forme du phosphure de soufre solide et de l'acide hydrosulfurique, qui occupe le même volume que l'hydrogène perphosphoré. L'iode décompose aussi l'hydrogène perphosphoré ; il se forme du phosphure d'iode et de l'hydrogène. Le chlore agit sur l'hydrogène perphosphoré avec une très-grande énergie à la température ordinaire, il se forme du chlorure de phosphore et de l'acide hydro-chlorique ; cette décomposition est accompagnée de chaleur et de lumière : pour faire cette

expérience ; il faut faire arriver du chlore bulle à bulle dans une cloche pleine d'hydrogène perphosphoré et reposant sur l'eau.

On conçoit d'après cela, que les corps composés qui renferment de l'oxigène ou du chlore, qui ne sont retenus que par une faible affinité, doivent aussi décomposer le gaz hydrogène perphosphoré : aussi les oxides de chlore et le protoxide d'azote décomposent l'hydrogène perphosphoré avec la plus grande facilité. L'eau, à la température ordinaire, dissout à peine $^1/_{40}$ de son volume d'hydrogène perphosphoré.

121. *État Naturel.* L'Hydrogène perphosphoré paraît se former quelquefois dans les cimetières par la décomposition de la matière cérébrale, dont le phosphore est un des élémens ; il est probable que ce gaz s'échappe à travers les fissures de la terre, vient brûler à sa surface et produit ces flammes vacillantes qu'on observe fréquemment pendant la nuit dans les cimetières humides et auxquelles on a donné le nom de feux-follets.

122. *Analyse.* Le gaz hydrogène perphosphoré, décomposé par un courant d'étincelles électriques, donne un égal volume d'hydrogène : il est donc composé d'un poids de phosphore représenté par la différence entre la pesanteur spécifique de l'hydrogène perphosphoré et celle de l'hydrogène, et d'un poids d'hydrogène représenté par la pesanteur spécifique de ce gaz, ou de 92,31 de phosphore et de 7,69 d'hydrogène, et chaque molécule est composée de deux molécules de phosphore et d'une d'hydrogène, et son poids est représenté par 7,90.

123. *Histoire.* Le gaz hydrogène perphosphoré a été découvert par Gengembre en 1783. Il est sans usage.

Hydrogène Proto-Phosphoré.

124. Le gaz hydrogène proto-phosphoré est incolore ; son odeur est analogue à celle de l'arsénic en combustion. Sa pesanteur spécifique est de 0,9716. Il est décomposable par une série d'étincelles électriques, et il jouit de toutes les propriétés chimiques de l'hydrogène perphosphoré, seulement il n'est point combustible spontanément dans l'air atmosphérique ; il exige, pour absorber l'oxigène, une température de 150° ; du moins, c'est à cette température seulement que détonne un mélange d'oxi-

gène et d'hydrogène proto-phosphoré : cependant, sous une très-faible pression il est combustible à la température ordinaire. Il paraît qu'il se forme dans la nature de même que l'hydrogène perphosphoré. On l'obtient en abandonnant de l'hydrogène perphosphoré à l'action de la lumière solaire ; on l'obtient encore en décomposant par la chaleur de l'acide phosphoreux ou phosphatique (1). En décomposant par l'électricité l'hydrogène proto-phosphoré, on obtient 2 volumes d'hydrogène. Thompson le regarde comme composé de la même quantité de phosphore que le gaz hydrogène perphosphoré, combiné avec une quantité double d'hydrogène : sa composition en poids sera donc de 85,73 de phosphore et de 14,27 d'hydrogène.

E. *Hydrure de Soufre.*

125. L'hydrure de soufre est une substance de consistance oléagineuse ; son odeur est analogue à celle du gaz hydrogène sulfuré ; il se décompose, à la température ordinaire, en soufre, qui se dépose, et en gaz hydrogène sulfuré, qui se dégage ; il s'enflamme dans l'air, par l'approche d'un corps en ignition ; il est insoluble dans l'eau. On l'obtient en versant peu à peu de l'acide hydro-chlorique dans une dissolution d'hydro-sulfate sulfuré de potasse ; l'acide hydro-chlorique s'empare d'une portion de la potasse, il se forme un sel double, et l'hydrure de soufre se précipite. On peut le conserver en l'introduisant dans un flacon de verre dont le bouchon est fortement assujetti, on doit placer ce flacon dans un lieu frais. On ne connaît point la proportion des élémens qui le constituent.

F. *Hydrogène Carboné.*

126. L'hydrogène et le carbone paraissent se combiner dans un grand nombre de proportions différentes ; cependant, plusieurs chimistes n'admettent que deux combinaisons, désignées sous les noms d'Hydrogène Percarboné et d'Hydrogène Proto-Carboné, qui, par leur mélange en différentes proportions, constituent tous les autres gaz qui sont composés d'hydro-

(1) A la fin de l'opération il se forme toujours de l'hydrogène perphosphoré ; on doit, par conséquent, essayer de temps en temps si le gaz est inflammable spontanément. Dans l'extraction du gaz hydrogène perphosphoré par le phosphore, l'eau et la chaux (119), il se dégage aussi de l'hydrogene proto-phosphoré à la fin de l'opération.

gène et de carbone dans d'autres proportions : nous adopterons cette hypothèse.

Indépendamment des combinaisons gazeuses de l'hydrogène et du carbone, il paraît qu'il en existe d'autres qui sont liquides; telles sont l'huile de naphte et l'huile essentielle de térébenthine ; mais nous n'examinerons ces combinaisons que dans la seconde partie de ce Cours.

Hydrogène Percarboné.

127. *Propriétés Physiques.* Gaz incolore, dont la pesanteur spécifique est de 0,9816. Soumis à une température très-élevée, il augmente graduellement de volume en déposant du charbon. M. Berthollet, à qui cette observation est due, a observé qu'à la chaleur rouge-cerise il double de volume, et qu'il acquiert un volume trois fois plus grand à la température la plus élevée que nous puissions produire. C'est de ces expériences que M. Berthollet crut devoir conclure que le carbone et l'hydrogène se combinent en un grand nombre de proportions différentes. Ces expériences se font au moyen de l'appareil (*fig.* 47.); une des vessies est pleine de gaz hydrogène percarboné, l'autre est vide; lorsque le tube de porcelaine est incandescent, on le fait passer par la pression d'une des vessies dans l'autre : les serpentins sont nécessaires pour éviter de brûler les vessies. Le fluide électrique agit de la même manière que la chaleur ; l'expérience se fait dans l'eudiomètre simple (*fig.* 31).

128. *État Naturel.* Le gaz hydrogène carboné se dégage continuellement dans toutes les mines de houille, et de toutes les matières végétales en décomposition, ou par la putréfaction, ou par l'action de la chaleur ; mais les gaz qui se dégagent dans ces différentes circonstances, ne sont presque jamais composés de la même proportion d'hydrogène et de carbone.

129. *Préparation.* On peut obtenir le gaz hydrogène percarboné en décomposant par la chaleur les huiles fixes ou les graisses; il suffit pour cela de les faire chauffer dans une cornue de verre dont le col est garni d'un tube qui se rend sous des cloches pleines d'eau ; mais comme une partie de l'huile est entraînée sans être décomposée, il faut faire passer

les vapeurs à travers un canon de fusil incandescent. On peut encore, et c'est le procédé qu'on suit ordinairement, traiter à une douce chaleur un mélange de quatre parties d'acide sulfurique et d'une partie d'alcool ; l'alcool pouvant être regardé comme composé d'eau et d'hydrogène percarboné, l'acide sulfurique s'empare de l'eau, et l'hydrogène percarboné se dégage ; mais à mesure que la température devient plus élevée, l'acide sulfurique est décomposé en partie, par l'hydrogène et le carbone de l'alcool, il se forme de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique et un dépôt de charbon. On sépare l'acide carbonique et l'acide sulfureux qui se dégagent en même temps que l'hydrogène percarboné, en agitant le mélange de ces trois gaz dans une dissolution de potasse.

130. *Propriétés Chimiques.* Le gaz hydrogène percarboné brûle très-facilement dans l'air atmosphérique, par la présence d'un corps en ignition, ou par une étincelle électrique, la flamme est très-brillante ; un mélange de quatre parties d'oxigène et d'une partie d'hydrogène percarboné détonne avec la plus grande force ; les produits de la combustion sont de l'eau et de l'acide carbonique. Quoique le gaz hydrogène percarboné soit très-combustible, il ne peut point être enflammé à travers un tissu métallique suffisamment serré ; c'est ce qu'on peut facilement reconnaître, en introduisant dans une cloche pleine de ce gaz, une lampe A B (*fig.* 67), sur laquelle est monté à vis un cylindre de toile de laiton M N, fermé à la partie supérieure par une plaque métallique ; le gaz qui s'introduit dans la lampe par les mailles du tissus se brûle ; la flamme remplit toute la capacité du cylindre, mais ne se propage pas dans la masse de gaz qui l'environne. Cet appareil, connu sous le nom de Lampe de Sûreté, a été découvert par Davy. Elle est maintenant généralement employée en Angleterre, dans toutes les houillères, pour prévenir les détonations auxquelles le dégagement presque continuel du gaz hydrogène carboné donnait lieu, et qui produisaient souvent de funestes accidens (1). Le mineur, averti par la détonation qui a lieu dans la lampe,

(1) Pour que la lampe de sûreté ne communique pas la combustion lorsqu'elle est plongée dans une atmosphère composée d'air et d'hydrogène carboné, il faut que le tissu métallique renferme au moins

de l'existence du gaz inflammable en quantité suffisante pour produire avec l'air un mélange explosif, se retire, et on emploie les moyens connus pour renouveler l'air de la galerie.

Le soufre décompose l'hydrogène percarboné à la chaleur de la lampe, il se forme de l'acide hydro-sulfurique, et le charbon se précipite. Le chlore le décompose aussi par l'action directe des rayons solaires ou par la presence d'un corps en ignition; il se forme de l'acide hydro-chlorique et un dépôt de charbon; c'est ce dont il est facile de s'assurer en plongeant une bougie allumée dans un mélange de 2 volumes de chlore et d'un volume d'hydrogène percarboné : le mélange s'enflamme et détonne; mais lorsqu'un mélange de chlore et d'hydrogène n'est soumis qu'à la lumière diffuse, ou placé dans l'obscurité, ces deux gaz se combinent et donnent naissance à une substance liquide oléagineuse, d'une odeur éthérée, et qui a été désignée sous le nom d'*Hydro-Carbure de chlore*. C'est à cause de cette propriété que le gaz hydrogène percarboné fut désigné long-temps sous le nom de *Gaz oléfiant*.

L'hydro-carbure de chlore peut s'obtenir très-facilement en faisant rendre lentement dans un grand ballon un courant de chlore et d'hydrogène percarboné; il faut, pour l'avoir pur, le laver plusieurs fois avec de l'eau. Sa pesanteur spécifique est de 1,22; il bout à 66°,74. A une température de 30 à 40°, il s'enflamme par l'approche d'un corps en ignition; il se forme de l'acide hydro-chlorique et un dépôt de charbon; sa vapeur se décompose également en passant à travers un tube de porcelaine incandescent; mais alors il se dégage une petite quantité d'hydrogène carboné. A la température ordinaire, les alcalis n'ont sur cette substance qu'une action très-faible; il paraît, d'après les expériences de MM. Colin et Robiquet, qu'il est composé d'un volume de chlore et d'un volume de gaz hydrogène percarboné.

L'eau dissout, suivant M. Dalton, $^1/_{12}$ de son volume d'hydrogène percarboné, et, suivant M. Théodore de Saussure, à peu près $^1/_7$; il est

748 ouvertures par pouces carrés, et qu'il soit réuni au cercle qui s'adapte sur le réservoir d'huile et au couvercle supérieur avec des vis, de maniere à ce que nulle part il n'y ait d'ouverture plus grande que celle de la toile. Lorsque, pour obtenir plus de lumière, on veut alimenter la flamme de la mèche par un courant d'air intérieur comme dans la lampe d'Argand, il faut garnir d'une toile métallique l'ouverture inférieure par laquelle s'introduit le courant d'air. La tige *a b* et qui passe à travers la douille M N est destinée à faire mouvoir la mèche sans démonter le cylindre M N.

probable que les oxides de chlore et les oxides d'azote décomposeraient ce gaz à une température plus ou moins élevée.

131. *Analyse.* En introduisant dans un eudiomètre 1 volume d'hydrogène percarboné et 3 volumes d'oxigène, une étincelle électrique, qui traverse le mélange, produit une violente détonation, il se forme de l'eau et 2 volumes d'acide carbonique : or, comme l'acide carbonique renferme un égal volume d'oxigène, l'hydrogène du gaz combustible a dû absorber un volume d'oxigène ; mais comme l'oxigène se combine avec deux fois son volume d'hydrogène, il en résulte qu'un volume d'hydrogène percarboné contient deux volumes d'hydrogène, et le poids du carbone sera représenté par la différence entre la pesanteur spécifique de l'hydrogène percarboné et deux fois celle de l'hydrogène. La composition en poids sera donc de 14,11 d'hydrogène et de 85,89 de carbone, et comme ces nombres sont dans le même rapport que les poids d'une molécule de carbone et de deux molécules d'hydrogène, il en résulte que la molécule du gaz oléfiant est composée de deux molécules d'hydrogène et d'une molécule de carbone.

132. *Usages.* C'est par la combustion du gaz hydrogène carboné qu'on se procure toutes les lumières artificielles ; dans les appareils destinés à l'éclairage et dans lesquels on emploie des substances combustibles liquides, l'huile s'élève au-dessus de son niveau dans les interstices capillaires des filamens qui composent la mèche ; elle s'y décompose et produit un courant de gaz hydrogène percarboné, qui, en se brûlant, constitue la flamme ; c'est ce dont il est facile de s'assurer en éteignant la flamme d'une lampe de manière que la mèche conserve encore quelques points en ignition ; on voit se dégager un courant de fumée qu'on peut enflammer au-dessus d'une toile métallique sans rallumer la mèche : dans les bougies et les chandelles il se forme, dans la partie inférieure de la mèche découverte, une petite capsule dans laquelle la chaleur maintient toujours en fusion une portion de la matière qui s'élève continuellement dans la mèche, où elle se décompose (1) ; la flamme du bois est encore

(1) Dans les lampes ordinaires, la mèche ayant une grande épaisseur et le gaz combustible n'étant en contact avec l'air que par sa surface, une portion du gaz combustible s'échappe par l'axe de la flamme sans se brûler ; on obvie à cet inconvénient, en employant des mèches plates, ou mieux encore, comme dans les lampes d'Argant, des mèches circulaires au centre desquelles on établit un courant d'air : dans ces appareils la combustion est rendue encore plus active, par le coude formé par la cheminée de verre qui réfléchit la chaleur sur la mèche.

produite par la même cause ; le bois, par l'action de la chaleur, se décompose et donne naissance à un dégagement de gaz hydrogène carboné mêlé devapeurs d'eau, d'acide acétique et d'une substance analogue au goudron. Si la température est assez élevée pour déterminer la combustion de cette fumée, le lieu où cette combinaison se produit devient lumineux et constitue la flamme, dont la forme, la direction et la couleur dépendent toutes de la vitesse, de la direction et de la nature du courant de fumée.

Ainsi toutes les substances qu'on emploie dans l'éclairage ordinaire, produisent, en se décomposant dans la mèche, de l'hydrogène percarboné, qui se dégage en entraînant avec lui une portion de la matière végétale ou animale non décomposée ; et c'est la combustion partielle ou totale de ces substances qui donne naissance à la flamme. On conçoit d'après cela qu'on obtiendrait le même effet en faisant dégager, par un orifice capillaire, un courant de gaz hydrogène carboné : le dégagement étant continuel, la flamme serait permanente, et on pourrait faire varier sa direction, sa hauteur et son volume, en modifiant d'une manière convenable la direction, la vitesse et le diamètre du jet. C'est ce qu'on peut facilement vérifier au moyen de l'appareil (*fig.* 30) décrit page 26. Si, pour produire le gaz hydrogène carboné, on était obligé d'employer les procédés que nous avons indiqués précédemment (126), l'éclairage, par le gaz, deviendrait beaucoup plus dispendieux que par les huiles, soit à cause des frais d'extraction du gaz, soit parce que l'on obtiendrait, par la décomposition des matières végétales, un résidu de charbon qui ne serait pas employé à la combustion, tandis que, dans les lampes d'Argant, toute la substance de l'huile est brûlée et concourt à augmenter l'intensité de la flamme ; mais comme on peut extraire le gaz hydrogène carboné de la houille, avec fort peu de dépenses, dans un grand nombre de circonstances, l'éclairage par le gaz devient beaucoup plus économique que par les huiles. Nous allons décrire les appareils qu'on emploie pour extraire le gaz hydrogène carboné du charbon de terre, et ensuite nous donnerons un précis des résultats obtenus, en 1820 et 1821, à l'hôpital S[t]-Louis de Paris.

L'appareil se compose : 1° d'un cylindre de fonte A B (*fig.* 68) placé horizontalement dans un fourneau construit en maçonnerie ; ce cylindre est

exactement fermé par son extrémité A ; l'autre extrémité B peut s'ouvrir et se fermer au moyen de la plaque *m' n'*, qu'on fixe par des écrous ; 2° d'un serpentin C qui communique avec le cylindre A B par le tuyau *a b c* ; 3° d'un tonneau D qui reçoit le tuyau inférieur du serpentin ; 4° de deux tonneaux E et F renfermant chacun une gouttière renversée ; le premier communique avec le tonneau D au moyen du tuyau *d e f g* qui part de la partie supérieure du tonneau D et plonge jusqu'au fond du tonneau E, où il vient aboutir à l'origine de la gouttière renversée ; la partie supérieure du tonneau E communique de même avec la partie inférieure du tonneau F, au moyen du tuyau *h i k l* ; 5° d'une grande cuve en maçonnerie qui reçoit une cloche en tôle G H I K suspendue librement au moyen de la corde *u x y* qui passe sur les deux poulies M, N, et dont l'extrémité porte un plateau P chargé d'un poids équivalent à celui de la cloche. On introduit du charbon de terre dans le cylindre A B au moyen de la plaque mobile *m' n'* ; de l'eau froide dans le tonneau qui renferme le serpentin C, un mélange d'eau et d'acide sulfurique dans le tonneau E ; un mélange d'eau et de chaux dans le tonneau F ; enfin, on remplit d'eau la cloche G H I K en fermant le robinet Q, en ouvrant le robinet R, qui établit par le tuyau *r s t* une communication entre la partie supérieure de la cloche et l'air extérieur, et en ôtant les poids renfermés dans le plateau P. On chauffe le cylindre A B, et il se dégage un mélange de vapeurs d'eau, de goudron, de sous-carbonate d'ammoniaque, d'acide carbonique, d'acide hydro-sulfurique et de gaz hydrogène carboné : le goudron et la vapeur d'eau, condensés dans le serpentin C, s'écoulent et se réunissent dans le tonneau D ; les gaz viennent alors traverser le liquide renfermé dans le tonneau E en suivant le chemin tracé par la gouttière, l'ammoniaque est absorbé par l'acide sulfurique ; les gaz passent ensuite de la même manière à travers la dissolution alcaline, contenue dans le tonneau F, qui absorbe l'acide carbonique et l'acide hydro-sulfurique : le gaz, ainsi purifié, se rend enfin, par le tuyau *m n o p q*, dans la partie supérieure de la cloche ; on a soin, lorsque les gaz se dégagent, de mettre la cloche en équilibre, en remettant des poids dans le plateau P, d'ouvrir le

robinet Q et de fermer le robinet R ; alors la cloche s'élève à mesure qu'elle se remplit. Lorsque la cloche est pleine, on fait facilement écouler le gaz d'une manière continue par le tuyau X, en ouvrant le robinet R, fermant le robinet Q et en enlevant une partie des poids placés dans le plateau P ; de là le gaz se rend, par des canaux, dans les lieux où il doit se dégager pour être brûlé.

L'épuration du gaz hydrogène carboné, à laquelle est destinée une grande partie de l'appareil que nous venons de décrire, est une opération absolument indispensable ; car la combustion immédiate des produits de la distillation des houilles est accompagnée d'une odeur hépatique et empyreumatique très-désagréable. On peut brûler le gaz en le faisant dégager par un orifice très-capillaire ; mais il est beaucoup plus avantageux de le brûler dans des appareils semblables à la lampe d'Argant. Ces appareils sont composés de deux cylindres concentriques ; l'intervalle qui les sépare est fermé en-dessus et en-dessous ; la partie supérieure est garnie d'une rangée de trous disposés circulairement ; au-dessus, on place une cheminée en verre, de manière qu'il puisse s'établir un courant d'air en dehors du cylindre extérieur et en dedans du cylindre intérieur ; le gaz indroduit, par un tuyau inférieur, dans l'espace qui sépare les deux cylindres, sort par les orifices capillaires, et la série des flammes disposées circulairement produit le même effet que la flamme circulaire continue des lampes d'Argant ; la flamme est très-blanche et ne laisse échapper aucune odeur désagréable et aucune fumée, lorsqu'on a soin de régler la pression du gazomètre, de manière à ne pas fournir plus de gaz que n'en peuvent brûler les deux courans d'air. Un kilogramme de houille de bonne qualité donne environ 4 pieds cubes de gaz hydrogène carboné : un bec produisant une lumière équivalente à celle d'une lampe d'Argant ordinaire, consomme par heure 0,33 de pied cube de gaz ; ainsi, un kilogramme de houille peut fournir une quantité de gaz capable d'alimenter une lampe d'Argant pendant 12 heures. La quantité de charbon de terre employée pour chauffer les cylindres varie entre $^1/_2$ et $^1/_3$ de la quantité de houille distillée. La houille, après la distillation, porte le nom de Coke : cette substance est encore très-

combustible ; elle brûle sans odeur ; on l'emploie dans l'économie domestique et dans un grand nombre d'arts.

D'après les expériences faites, en 1820 et 1821, à l'hôpital St-Louis, il résulte, que ce vaste établissement, pour être éclairé avec de l'huile, comme il l'est maintenant par le gaz, exigerait une dépense annuelle de 24,000 f.; tandis que les frais d'éclairage par le gaz ne s'élèvent qu'à la somme de 7,134 f. 38 c., compris l'intérêt du capital de 40,000, somme à laquelle s'élèverait le prix d'un appareil uniquement destiné à fournir à la consommation locale. (Voyez, pour plus de détails, Annales de Physique et de Chimie, tom. 29.).

Le grand avantage de l'éclairage par le gaz extrait du charbon de terre, sur l'éclairage ordinaire, l'a fait adopter depuis long-temps en Angleterre ; en 1820, on y consommait, par nuit, 1,200,000 pieds cubes de gaz, ce qui représente 50,000 lampes d'Argant, brûlant pendant 8 heures. Paris renferme déjà plusieurs grands établissemens qui ont entièrement adopté ce nouveau système d'éclairage.

Histoire. L'hydrogène percarboné a été découvert, en 1796, par des chimistes hollandais, qui lui donnèrent le nom de Gaz Oléfiant. La formation du gaz hydrogène carboné, dans la distillation des houilles, a été découverte par l'ingénieur français Lebon.

Hydrogène Proto-Carboné.

133. On désigne ainsi la combinaison d'hydrogène et de carbone qui se dégage des eaux stagnantes ; on peut facilement le recueillir au moyen d'une fiole pleine d'eau, renversée et dont le goulot, plongé dans l'eau, est garni d'un entonnoir, et en agitant la vase, afin d'accélérer le dégagement. Ce gaz est presque toujours mêlé d'une petite quantité d'acide carbonique, d'oxigène et d'azote ; on peut facilement absorber le premier par la potasse, le second par le phosphore ; quant à l'azote, il est impossible de l'enlever ; mais comme il ne se trouve jamais qu'en très-petite quantité, on peut le négliger. Le gaz hydrogène proto-carboné, ainsi purifié, est incolore et sans odeur ; sa pesanteur spécifique

est de 0,555; il est très-combustible : un mélange d'hydrogène percarboné et d'oxigène détonne avec violence par une étincelle électrique; mais il faut, pour que la combustion ait lieu, employer, sur 100 parties de gaz combustible, plus de 100 parties d'oxigène et moins de 250; il exige, pour sa combustion, deux fois son volume d'oxigène, et il se forme un égal volume d'acide carbonique; ainsi, la moitié de l'oxigène a été employée à la formation de l'acide carbonique, puisque l'acide carbonique contient un égal volume d'oxigène, et l'autre moitié s'est combinée avec l'hydrogène. Il résulte de là, que l'hydrogène proto-carboné contient 2 fois moins de carbone que l'hydrogène percarboné. Le gaz hydrogène proto-carboné ne se combine point avec le chlore, et n'est pas sensiblement soluble dans l'eau.

Le gaz qui se dégage des houillères paraît être de même nature; mais les gaz combustibles qu'on obtient par la distillation des matières végétales, sont formés de quantités très-variables d'hydrogène percarboné, d'hydrogène proto-carboné, d'oxide de carbone, d'hydrogène, et d'acide carbonique.

G. *Chlorure d'Azote.*

134. Le chlorure d'azote est un liquide oléagineux, très-volatil, d'une odeur insupportable, il se volatilise en très-peu de temps à la température ordinaire; à celle de 30°, il détonne avec violence. Le chlore et l'azote ne se combinent point à l'état de gaz; on obtient le chlorure d'azote en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution d'hydro-chlorate d'ammoniaque; on se sert, pour cela, d'un entonnoir dont la partie inférieure, éfilée à la lampe, ne présente qu'une très-petite ouverture; on plonge l'entonnoir par la partie inférieure dans une capsule pleine de mercure, et on met dans l'entonnoir d'abord une couche de 3 à 4 centimètres d'une dissolution concentrée de sel marin, et au-dessus, la dissolution ammoniacale, qui doit être formée de 20 parties d'eau et d'une partie de sel ammoniac; la dissolution de sel marin reste à la partie inférieure par sa pesanteur spécifique, elle est destinée à soustraire le chlornre d'azote à l'action du sel ammoniac, qui le décomposerait en partie; on fait ensuite arriver un courant de chlore dans la dissolution de sel ammoniac, mais de manière qu'il n'atteigne pas la surface de la dissolution de sel marin et qu'il n'agite pas assez le liquide qu'il traverse pour mêler les deux dissolutions; le chlore est d'abord absorbé en grande partie; mais, au bout de quelque temps, on voit des bulles de gaz se former

et se dégager, et bientôt des bulles de chlorure d'azote qui se précipitent et se réunissent au fond de l'entonnoir à la surface du mercure ; lorsqu'on a recueilli une quantité suffisante de chlorure d'azote (1), on enlève l'entonnoir, en fermant son extrémité avec le doigt, et on fait écouler le chlorure dans une capsule pleine d'eau distillée, pour le laver. Le chlorure d'azote est décomposé à la température ordinaire par le phosphore, le soufre et par plusieurs combinaisons du phosphore, par l'acide hydro-sulfurique, les huiles, les savons et un grand nombre d'autres corps ; avec le phosphore ou les huiles, la décomposition produit une violente détonation ; avec le soufre, il se forme d'abord un composé triple qui se décompose à mesure avec une effervescence continuelle ; les produits de cette décomposition paraissent être de l'azote, de l'acide hydro-chlorique et de l'acide sulfureux. Les bulles qui se manifestent dans la dissolution pendant la formation du chlorure d'azote, paraissent formées d'azote et de vapeurs de chlorure d'azote ; elles se décomposent quelquefois spontanément dans l'air avec détonation. D'après l'analyse faite par M. Davy, le chlorure d'azote est composé de 4 volumes de chlore et d'un volume d'azote. La découverte de cette singulière substance a été faite par M. Dulong, en 1811.

H. *Chlorure de Phosphore.*

135. Le phosphore s'unit avec le chlore en deux proportions différentes, et forme ainsi deux composés, que nous désignerons sous les noms de Deuto-Chlorure et de Proto-Chlorure de phosphore.

Deuto-Chlorure de Phosphore.

136. Ce corps est solide, blanc, rougit facilement le papier de tournesol sec. Il est très-volatil ; fondu sous une pression plus grande que celle de l'atmosphère, il cristallise, par le refroidissement, en prismes transparens. On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sec dans un ballon qui renferme du phosphore ; on se sert pour cela d'un appareil (*fig.* 65) composé d'une cornue d'où se dégage du chlore, d'un tube *a b* renfermant du chlorure de chaux, pour dessécher le chlore, et d'un ballon renfermant les cylindres de phosphore. Il est décomposé par l'oxigène de l'air à la flamme d'une bougie ; les produits de cette décomposition sont

(1) On ne doit jamais recueillir que de très-petites quantités de chlorure d'azote, car cette substance détonne si facilement et avec tant de violence, qu'on courrait de grands dangers en opérant sur des quantités un peu considérables. L'exemple de M. Dulong, qui a été blessé à deux reprises différentes, fait voir combien on doit prendre de précautions dans les manipulations de cette substance.

du chlore et de l'acide phosphorique. L'hydrogène le décompose également à une température élevée, il se forme de l'acide hydro-chlorique, et le phosphore est mis en liberté. L'eau le décompose subitement à la température ordinaire, il se forme de l'acide hydro-sulfurique et de l'acide phosphorique; pour que la décomposition soit complète, il faut que l'eau soit en excès et que le chlorure soit en poudre, autrement une portion du chlorure est volatilisée par la chaleur qui se dégage; il se forme d'abord des gouttes d'une substance oléagineuse, qui paraît être de l'hydrate de chlorure; elles se rassemblent bientôt au fond du vase, et disparaissent en peu de temps. Le deuto-chlorure de phosphore se combine avec l'ammoniaque et donne naissance à une substance blanche, fixe, insoluble et indécomposable par les alcalis. D'après M. Dulong, le deuto-chlorure de phosphore est composé de 100 parties de phosphore et de 549 parties de chlore, et, d'après M. Davy, de 100 parties de phosphore et de 650 de chlore. Ce corps a été découvert en 1810, par M. Davy; il est sans usage.

Proto-Chlorure de Phosphore.

137. Liquide, incolore, répand dans l'air, à la température ordinaire, des vapeurs très-piquantes; il rougit la teinture de tournesol, mais non le papier de tournesol sec; il bout à une température peu élevée. Le proto-chlorure de phosphore s'obtient de la même manière que le deuto-chlorure, seulement on arrête le courant de chlore aussitôt que le liquide commence à se troubler, c'est-à-dire, aussitôt qu'il commence à se former du deuto-chlorure; on le purifie en le distillant à une douce température; on peut encore l'obtenir en combinant 7 parties de deuto-chlorure avec une partie de phosphore. Le proto-chlorure de phosphore se comporte avec l'air comme le deuto-chlorure. L'eau le décompose et donne naissance à de l'acide hydro-chlorique et à de l'acide phosphoreux. L'ammoniaque forme un précipité de deuto-chlorure de phosphore ammoniacal et de phosphore. Le proto-chlorure de phosphore peut dissoudre une nouvelle quantité de phosphore, il est alors troublé par l'eau qui précipite le phosphore; du papier imbibé de cette substance s'enflamme par son exposition à l'air. D'après M. Davy, le proto-chlorure de phosphore est composé de 100 parties de phosphore et de 300 de chlore. Ce corps a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard, en 1808.

I. *Chlorure de Soufre.*

138. Le chlorure de soufre est liquide, rouge-brun; il répand dans l'air des vapeurs épaisses dont l'odeur est forte et très-désagréable; il rougit la teinture de tournesol; sa pesanteur spécifique est de 1,7; il bout à une température peu élevée et

n'éprouve aucune altération par la distillation. On peut l'obtenir en plongeant du soufre enflammé dans un flacon plein de chlore ; l'ignition continue, et le chlorure de soufre se forme en grande quantité ; mais il est plus commode de faire passer un courant de chlore dans un ballon de verre renfermant de la fleur de soufre ; cette opération exige beaucoup de temps, même en n'agissant que sur quelques grammes de soufre ; il faut dessécher le chlore en le faisant passer à travers un tube renfermant du chlorure de chaux. Le chlorure de soufre décompose l'eau à la température ordinaire ; il se forme de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique, de l'acide hydro-chlorique et un dépôt de soufre. L'ammoniaque agit aussi sur le chlorure de soufre avec une grande énergie ; il se forme d'épais tourbillons d'un rouge violacé, un dépôt de soufre et en même temps un sulfate et un hydro-chlorate d'ammoniaque. D'après M. Davy, le chlorure de soufre est composé de 2,2875 de chlore et de 1 de soufre. Ce corps est sans usage ; il a été découvert par Thomson en 1804.

K. *Chlorure d'Iode.*

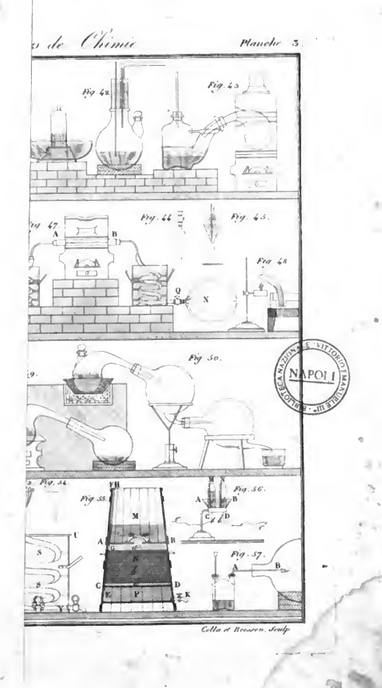
139. Il paraît qu'il existe deux chlorures d'iode. Tous deux sont solides. Le proto-chlorure est rouge, et le deuto-chlorure est jaune ; tous deux sont volatils, déliquescens à l'air, et se dissolvent dans l'eau sans la décomposer, car les dissolutions de ces chlorures décolorent les dissolutions d'indigo dans l'acide sulfurique, ce qui prouve que le chlore n'est point passé, du moins en totalité, à l'état d'acide hydro-chlorique ; mais, par la présence d'un alcali, ils la décomposent ; le deuto-chlorure donne naissance à de l'acide hydro-chlorique et à un iodate alcalin, et le proto-chlorure à de l'acide hydro-chlorique et à un iodate ioduré. On obtient ces deux corps en faisant arriver du chlore sec dans un ballon renfermant de l'iode : l'absorption est très-rapide et produit beaucoup de chaleur.

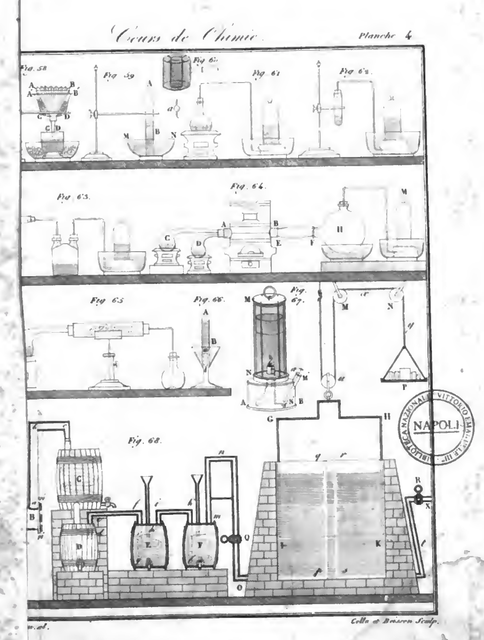
L. *Chlorure de Carbone.*

140. Le carbone et le chlore se combinent en deux proportions différentes que nous désignerons sous les noms de *Proto-Chlorure* et de *Deuto-Chlorure de carbone.* Ces deux corps ont été découverts, en 1821, par M. Faraday.

Deuto-Chlorure de Carbone.

141. Solide, transparent, incolore ; son odeur est aromatique et analogue à celle du camphre ; sa saveur est faible ; il se laisse facilement réduire en poudre, et ressemble alors au sucre blanc, dont il possède à peu près la dureté. Sa pesanteur


de Chimie
Planche 3.
Fig. 42.
Fig. 43.
Fig. 47.
Fig. 44.
Fig. 45.
Fig. 48.
Fig. 50.
Fig. 55.
Fig. 56.
Fig. 57.


Fig. 58
Fig. 59
Fig. 60
Fig. 61
Fig. 62
Fig. 63
Fig. 64
Fig. 65
Fig. 66
Fig. 67
Fig. 68
Cella et Boissieu Sculp.

spécifique est à peu près 2 ; il se volatilise lentement à la température ordinaire ; il fond à 160°, et bout à 182° ; sa vapeur, en traversant un tube chauffé au rouge, se décompose en chlore et en proto-chlorure. On l'obtient en soumettant à l'action des rayons solaires un mélange de chlore et d'hydro-carbure de chlore (*pag.* 95). Il se forme de l'acide hydro-chlorique que l'on chasse à mesure par l'introduction de nouvelles quantités de chlore, et du deuto-chlorure qui se précipite. Cette substance est insoluble dans l'eau, mais elle se dissout facilement dans les huiles fixes et les huiles volatiles ; l'oxigène la décompose à la chaleur rouge ; sa vapeur, mêlée avec le gaz oxigène, n'est point combustible par l'étincelle électrique, même à 200° ; l'hydrogène la décompose à une température très-élevée ; elle paraît être formée de 89,82 de chlore et de 10,18 de carbone.

Proto-Chlorure de Carbone.

142. Liquide jusqu'à 18° au-dessous de zéro, incolore ; sa pesanteur spécifique est de 1,5526 ; se réduit en vapeurs sous l'eau à 75°. Lorsqu'on fait passer sa vapeur à travers un tube de verre rempli de fragmens de cristal de roche, elle se décompose en partie. On l'obtient en chauffant le deuto-chlorure : une partie se volatilise d'abord ; mais à la chaleur rouge obscure, une autre se décompose en produisant du chlore et des vapeurs de proto-chlorure. Le proto-chlorure n'est combustible que dans la flamme de l'alcool ; il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles. Il paraît être formé de 85,50 de chlore et de 14,50 de carbone.

M. *Phosphure de Soufre.*

143. Le phosphore et le soufre paraissent se combiner en un grand nombre de proportions différentes ; il serait possible, cependant, que toutes ces combinaisons ne fussent que des mélanges de deux ou un plus grand nombre de phosphures à proportions définies.

144. Le phosphure de soufre est toujours jaune, plus fusible que le phosphore ; mais l'état qu'il affecte dépend de la proportion de soufre et de phosphore qu'il renferme ; celui qui est formé de 5 parties de soufre et de 7 parties de phosphore, est encore liquide à 6,°7 au-dessous de zéro. Le phosphure de soufre se réduit en vapeurs à une température plus basse que le phosphore ; on le distille facilement dans une petite cornue de verre ; mais il paraît que celui qui se volatilise d'abord renferme une plus grande portion de phosphore que celui qui se vaporise à la fin de l'opération.

145. On prépare le phosphure de soufre, 1.° en projettant le soufre en très-petites portions dans un tube de verre étroit dans lequel on maintient du phosphore en fusion ; 2.° en mettant dans un vase plein d'eau le soufre et le phosphore

que l'on veut combiner, et élevant la température de 60° à 70°; dans le premier cas, on ajoute le soufre successivement, parce que la combinaison du soufre et du phosphore à une température un peu élevée a lieu avec explosion; phénomène dû à la décomposition de l'eau que le phosphore renferme toujours, et d'où résulte du gaz hydrogène sulfuré; dans le second, la température de l'eau ne doit pas dépasser 70°, car une chaleur plus forte déterminerait la décomposition subite de l'eau et une violente détonation qui briserait infailliblement l'appareil. Lorsque la température ne dépasse pas 70°, il y a toujours une portion d'eau décomposée; mais cette décomposition a lieu lentement.

146. Le phosphure de soufre brûle dans l'air avec une très-grande facilité, à une température très-peu élevée; les produits de sa combustion sont de l'acide sulfureux et de l'acide phosphorique. C'est sur la chaleur qui se dégage dans la combinaison du soufre et du phosphore, et sur la facilité avec laquelle le phosphure de soufre s'enflamme, qu'est fondé l'usage des briquets phosphoriques; ces briquets sont composés d'un petit flacon de verre ou d'étain, dans lequel le phosphore a été fondu et maintenu en fusion jusqu'à ce qu'il ait acquis une teinte rougeâtre : lorsqu'on plonge (1) une allumette soufrée dans ce flacon, le frottement du soufre contre le phosphore détermine la formation d'une certaine quantité de phosphure de soufre qui s'enflamme lorsque l'allumette est mise en contact avec l'air.

N. *Phosphures d'Iode.*

147. Le phosphore et l'iode se combinent en un grand nombre de proportions différentes; mais il serait possible que ces combinaisons ne fussent que des mélanges d'un certain nombre de phosphures à proportions fixes. L'iode et le phosphore se combinent à la température ordinaire ou à une température peu élevée; la combinaison est toujours accompagnée de chaleur et quelquefois de lumière. La couleur et la fusibilité du phosphure dépendent des quantités de phosphore et d'iode qu'il renferme. Tous les phosphures d'iode décomposent l'eau à une température peu élevée; les produits de la décomposition varient suivant les quantités relatives de phosphore et d'iode; le phosphure composé avec 1 partie de phosphore et 8 d'iode, donne de l'acide phosphoreux, de l'hydrogène phosphoré, des flocons de phosphore qui se précipitent, et de l'acide hydriodique qui reste en dissolution; le phosphure composé avec 1 partie de phosphore et 16 parties d'iode, donne de l'acide phosphoreux et de l'acide hydriodique; enfin, celui qui est composé de 1 partie de phosphore

(1) Pour faire cette expérience d'une manière commode, on commence par dessécher le phosphore avec du papier à filtres; on l'introduit ensuite dans le flacon que l'on ferme avec un bouchon de papier posé sur le goulot, et on le chauffe au bain de sable : lorsque le phosphore placé entre l'œil et la lumière a pris une teinte rougeâtre, l'opération est terminée; on le laisse refroidir lentement.

et de 24 parties d'iode, donne naissance à de l'acide phosphoreux et à de l'acide hydriodique ioduré. On n'emploie le phosphure d'iode que pour obtenir l'acide hydriodique.

O. *Phosphure de Sélénium.*

148. Le phosphore et le sélénium se combinent en toutes proportions. Le phosphure de sélénium est toujours solide ; sa couleur varie entre le jaune et le brun ; il est cassant, fusible et volatil ; on le forme directement en faisant fondre dans un tube de verre le sélénium et le phosphore. Mis en contact avec l'eau, il la décompose peu à peu, en produisant un acide de phosphore et de l'acide hydro-sélénique.

P. *Sulfure de Sélénium.*

149. Le soufre et le sélénium se combinent directement en toutes proportions ; on peut aussi obtenir un sulfure de sélénium en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers une dissolution d'acide sélénique ; il se forme en même temps une certaine quantité d'eau : ce sulfure reste en suspension et se précipite en ajoutant à la liqueur une certaine quantité d'eau et en faisant chauffer. Il est d'un jaune foncé, élastique, très-fusible et volatil ; distillé, il devient, en se refroidissant, rouge et transparent. Par la chaleur, il s'enflamme dans l'air, mais le soufre brûle le premier ; il est soluble dans les dissolutions alcalines, d'où il est précipité par les acides. L'acide nitrique est sans action sur le sulfure de sélénium ; mais l'eau régale (mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique) l'attaque avec une grande énergie.

Q. *Sulfure d'Iode.*

150. Le soufre et l'iode s'unissent à une douce chaleur. Ce sulfure est gris métallique, rayonné ; soumis à une température un peu plus élevée que celle à laquelle il s'est formé, l'iode se sépare du soufre et se volatilise.

R. *Sulfure de Carbone.*

151. Le sulfure de carbone, ou carbure de soufre, est liquide à la température ordinaire, transparent et sans couleur, d'une odeur fétide ; sa densité est de 1,263. En se vaporisant à la température ordinaire, il absorbe une très-grande quantité de chaleur, et, par conséquent, produit un abaissement considérable de température dans les corps avec

lesquels il est en contact; si on environne la boule d'un thermomètre d'une petite éponge imbibée de carbure de soufre, l'évaporation spontanée de ce liquide fait descendre le thermomètre de 16° à — 32°. Lorsqu'on place sous le récipient d'une machine pneumatique une capsule renfermant du carbure de soufre et du mercure, et qu'on absorbe continuellement les vapeurs, la température du liquide s'abaisse jusqu'au point de congeler le mercure. La vapeur de carbure de soufre n'est point décomposée par la plus haute température que nous puissions produire.

152. Le carbure de soufre n'existe point dans la nature ; on l'obtient en mettant le soufre et le carbone en contact à une température très-élevée. Pour cela, on place dans un fourneau à réverbère un tube de porcelaine, légèrement incliné : l'extrémité inférieure s'engage dans une allonge, et celle-ci dans un ballon tubulé, de laquelle part un tube recourbé qui plonge dans un flacon plein d'eau ; enfin, la tubulure de ce flacon est garnie d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ou de mercure ; on place dans le tube de porcelaine des charbons fortement calcinés, et lorsque le tube est incandescent, on introduit, par l'extrémité libre du tube de porcelaine, des fragmens de soufre ; on ferme l'ouverture, le soufre fond, se réduit en vapeurs, et se trouvant en contact avec le charbon à une température très-élevée, se combine avec lui : les vapeurs de carbure de soufre se condensent dans l'allonge, le ballon et le flacon ; il se dégage en même temps de l'oxide de carbone, de l'hydrogène carboné et de l'acide hydro-sulfurique. Ces gaz, qui proviennent de l'air et du gaz hydrogène que le charbon renferme toujours, passent dans les cloches pleines d'eau ou de mercure. Le carbure de soufre condensé dans le flacon en occupe la partie inférieure ; on le sépare facilement de l'eau surnageante, en introduisant le tout dans un entonnoir à long bec, que l'on ferme avec le doigt : le carbure se rend à la partie inférieure, et en débouchant l'entonnoir et le fermant à propos, on sépare facilement ce liquide de l'eau avec laquelle il était mêlé. Le carbure ainsi obtenu n'est pas parfaitement pur, il tient du soufre en dissolution, aussi il a une teinte jaunâtre ; on le purifie en le distillant, et pour enlever les der-

nières portions d'eau qu'il pourrait encore retenir, on fait passer les vapeurs dans un tube de verre renfermant des fragmens de chlorure de chaux.

153. Le carbure de soufre s'enflamme par l'approche d'un corps incandescent. Les produits de la combustion sont de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux. Du carbure de soufre en vapeur, mêlé avec de l'oxigène pur, détone avec la plus grande violence par une étincelle électrique. On doit employer un eudiomètre très-épais, opérer sur le mercure et mêler le gaz oxigène saturé de vapeurs avec un égal volume d'oxigène pur : une plus petite quantité d'oxigène ne serait pas suffisante pour brûler la totalité du soufre.

L'eau est sans action sur le carbure de soufre ; mais l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles le dissolvent facilement ; il se combine avec tous les alcalis, et forme des composés désignés par Berzélius sous le nom de *Carbo-Sulfures*. Le carbure de soufre n'est attaqué que par l'eau régale : l'action est très-lente ; il se forme au bout de trois semaines une substance blanche, cristalline, qui est un composé d'acide carbonique, d'acide sulfureux et d'acide hydro-chlorique.

154. On parvient facilement à analyser le carbure de soufre, en le faisant passer à l'état de vapeurs à travers un tube de porcelaine renfermant du peroxide de fer ; il se forme du sulfure de fer et des acides sulfureux et carbonique ; le sulfure reste dans le tube, et les gaz passent dans des cloches pleines de mercure ; après avoir mesuré le volume des deux gaz, on absorbe l'acide sulfureux par le borax. Connaissant ainsi le volume de chacun d'eux, on calcule, d'après leur composition, les quantités de soufre et de carbone qu'ils renferment. Pour déterminer la quantité de soufre qui s'est combinée avec le fer, on dissout dans l'eau régale la matière restée dans le tube : le soufre se transforme en acide sulfurique ; on précipite le fer par l'ammoniaque, et ensuite l'acide sulfurique par un sel de barite : le précipité séché et pesé, conduit facilement, par la connaissance de sa composition, à la quantité de soufre qu'il renferme. Berzélius a trouvé ainsi que le carbure du soufre était formé de 84,84 de soufre, et de 15,16 de carbone.

155. Le carbure de soufre a été découvert, en 1796, par M. Lampadius. Il est sans usage.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE II.

Corps Composés non acides résultant de la combinaison des Corps Simples non métalliques entre eux.

Oxides non Métalliques.

EAU OU PROTOXIDE D'HYDROGÈNE.	P. P. Liquide à la température ordinaire, sans couleur, sans odeur, sans saveur. P. S. 1. Sous la pression de 0,76, elle bout à 100°, se congèle à zéro; une plus grande pression, ou des substances étrangères, retardent l'ébullition. E. N. L'eau existe à l'état solide, à l'état liquide et à l'état de vapeurs. P..... L'eau qui tombe du ciel est sensiblement pure; celle qui a séjourné sur le globe renferme toujours des substances étrangères: on la purifie par la distillation. Pour rendre potable les eaux saumâtres, il suffit de les filtrer à travers du charbon et de les agiter à l'air. P. C. L'eau dissout l'air atmosphérique, mais elle absorbe plus d'oxigène que d'azote. Cet air se dégage par l'ébullition; le chlore et l'iode sont solubles dans l'eau. Ces corps, le bore et le carbone la décomposent; le chlore décompose l'eau à la température ordinaire par l'influence des rayons solaires; l'iode, à la température de l'ébullition; le bore et le carbone, à la chaleur rouge. A.... On analyse l'eau, en la décomposant par le fer, ou par un courant galvanique; on peut la reformer directement en brûlant un courant de gas hydrogène dans un ballon plein d'air. L'eau est composée de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxigène, ou en poids de 88,90 d'oxigène et 11,10 d'hydrogène. H.... Monge et Cavendish découvrirent en même temps que la combustion de l'hydrogene produisait de l'eau; en 1785, Lavoisier et Meunier déterminèrent la proportion de ses élémens. U.... L'eau joue un rôle très-important dans tous les phénomènes de la nature; dans les arts on en fait un usage continuel.
EAU OXIGÉNÉE OU DEUTOXIDE D'HYDROGÈNE.	P. P. Liquide, incolore, saveur métallique. P. S. 1,452. Se décompose à 20°; ne se solidifie point à — 30°. P..... S'obtient en dissolvant du deutoxide de barium dans de l'acide hydro-chlorique très-étendu, précipitant le protoxide par l'acide sulfurique, et réitérant cette opération, précipitant l'acide hydro-chlorique par le sulfate d'argent, l'acide sulfurique par la barite, et concentrant la liqueur par l'évaporation spontanée dans le vide. P. C. Il est décomposé par le sélénium et le carbone. A.... L'analyse de ce corps se fait en le décomposant par la chaleur, l'oxide d'argent ou l'oxide de manganèse; celui qui est le plus concentré renferme des volumes égaux d'oxigène et d'hydrogène. H.... Découvert, en 1818, par M. Thénard; on ne l'a employé jusqu'ici que pour la restauration des dessins.
PROTOXIDE D'AZOTE.	P. P. Gaz incolore, saveur sucrée. P. S. 1,5259. A une température élevée il se décompose en azote et en acide nitreux. P..... S'obtient en décomposant le nitrate d'ammoniaque par la chaleur. P. C. Il alimente la combustion mieux que l'air atmosphérique; l'eau à la température ordinaire en dissout moitié de son volume. A.... L'analyse du protoxide d'azote se fait en le décomposant dans l'eudiomètre par l'hydrogène, ou dans une cloche courbe par le sulfure de barite; il est composé d'un volume d'azote et d'un demi-volume d'oxigène condensés en un seul. H.... Ce gaz a été découvert, en 1772, par Priestley; il est sans usage.

Deutoxide d'azote.

P. P. Gaz incolore, saveur et odeur inconnues. P. S. 1,0391. Il est décomposé par le chaleur et l'électricité en azote et en acide nitreux.
P..... S'obtient en décomposant à le température ordinaire l'acide nitrique par le cuivre.
P. C. Absorbe l'oxigène de l'air à la température ordinaire et se transforme en acide nitreux; il éteint les corps en combustion, à l'exception du phosphore; le charbon et l'hydrogène le décomposent à une température très-élevée; l'eau dissout 1/20 de son volume de deutoxide, qu'elle laisse dégager à 100°.
A.... Le deutoxide d'azote s'analyse par le sulfure de barite; il est composé d'un volume d'azote et d'un volume d'oxigène sans condensation.
H.... Découvert par Hales. Il joue un grand rôle dans le fabrication de l'acide sulfurique.

Protoxide de chlore.

Gaz jaune foncé, odeur de chlore et de sucre brûlé. P. S. 2,3818. A une température peu élevée il se décompose avec explosion. On l'obtient en décomposant à une douce chaleur le chlorate de potasse par l'acide hydro-chlorique. Il est décomposé avec explosion par le phosphore et le soufre; l'eau en dissout 8 à 10 fois son volume, mais elle le décompose en chlore et en deutoxide. On analyse ce gaz en le décomposant par la chaleur; il est formé de deux volumes de chlore et d'un volume d'oxigène condensés de 1/6. Ce gaz a été découvert, en 1811, par Devy; il est sans usage.

Deutoxide de chlore.

Gaz jaune-verdâtre, odeur aromatique. P. S. 2,3155. Se décompose à 110°; ou à la température ordinaire par l'influence des rayons solaires, ou par une étincelle électrique; il détonne avec violence. On l'obtient en décomposant le chlorate de potasse par l'acide sulfurique. Il est soluble dans l'eau; il jouit de toutes les propriétés du protoxide. On analyse ce gaz en le décomposant par la chaleur; il est formé de deux volumes d'oxigène et d'un volume de chlore. Il a été découvert en même temps par Davy et le comte Von Stadion de Vienne; il est sans usage.

Protoxide de phosphore.

Substance solide blanche, qui se forme sur les cylindres de phosphore plongés dans l'eau qu'on renouvelle de temps en temps.

Deutoxide de phosphore.

Substance solide rouge qui forme le résidu de la distillation ou de la combustion du phosphore.

Oxide de sélenium.

Gaz incolore, odeur de choux pourris; est toujours mêlé avec de l'azote ou de l'oxigène; s'obtient en brûlant le sélénium dans l'air ou dans l'oxigène. Découvert par M. Berzélius.

Oxide de carbone.

P. P. Gaz incolore, insipide. P. S. 0,96783. Inaltérable par les fluides impondérables.
P..... S'obtient, 1° en calcinant l'oxalate de plomb; 2° en soumettant à l'action d'une température très-élevée un mélange de fer et de carbonate de barite desséché; 3° en calcinant un mélange de charbon et d'oxide de zinc.
P. C. Ce gaz est très-combustible, il brûle comme l'hydrogène; il n'est décomposé par aucun des corps déjà examinés; il est peu soluble dans l'eau; il se combine avec le chlore. Cette combinaison ne peut s'effectuer que par l'action des rayons solaires; aussi, on désigne le produit sous le nom de Phosgène. Le gaz phosgène a une odeur suffocante, il éteint les corps en combustion; il est décomposé par l'eau. Il a été découvert par John Davy; il est sans usage.
A.... On détermine la proportion des élémens de l'oxide de carbone en faisant détoner dans l'eudiomètre un mélange de 100 parties d'oxide et de 50 d'oxigène; l'oxide de carbone est composé de 42,57 de carbone et de 57,05 d'oxigène.
H.... Il a été découvert par Priestley; on le regarda d'abord comme de l'hydrogène carboné. C'est Cruickshank et MM. Clément et Désormes qui reconnurent la nature de ses élémens.

Combinaisons des Corps Simples combustibles non métalliques.

Hydrogène azoté ou ammoniaque.

P. P. Gaz incolore, odeur vive et piquante. P. S. 0,591. Inaltérable par la chaleur, décomposable par un courant d'étincelles électriques.
E. N. N'existe dans la nature qu'à l'état de sel; combiné avec les acides sulfureux et sulfurique, il se rencontre dans le voisinage des volcans; à l'état de phosphate et d'hydro-chlorate, dans les urines de l'homme; à l'état d'hydro-chlorate, dans les excrémens des chevaux; enfin à l'état de carbonate et d'acétate dans les matières animales en décomposition.
P..... Ce gaz s'obtient en décomposant l'hydro-chlorate d'ammoniaque par la chaux; il doit être recueilli sur le mercure, car il est très-soluble dans l'eau. Ce liquide à la température et sous la pression ordinaire dissout 430 fois son volume de gaz ammoniac.
P. C. Le gaz ammoniac est combustible, mais on ne parvient à le brûler complétement qu'en le mêlant avec de l'oxigène pur, et soumettant ce mélange à une très-haute température. Le chlore décompose l'ammoniaque à la température ordinaire, les produits de cette décomposition sont de l'azote et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque. Le soufre et le charbon le décomposent aussi à une température élevée; il en résulte avec le soufre, de l'azote, de l'hydrogène, de l'hydro-sulfate et de l'hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque, et avec le charbon de l'azote et de l'hydrogène carboné. Les oxides d'azote et de chlore décomposent aussi l'ammoniaque, les premiers à la chaleur rouge, les autres à la température ordinaire. L'ammoniaque se combine avec l'iode; l'iodure d'ammoniaque est décomposé par l'eau; l'ammoniaque, à l'état de gaz ou en dissolution dans l'eau, jouit de toutes les propriétés des oxides alcalins.
A.... C'est en décomposant le gaz ammoniac par une série d'étincelles électriques, qu'on parvient facilement à déterminer la nature et la proportion de ses élémens. Il est composé de trois volumes d'hydrogène et d'un volume d'azote condensés de moitié.
U.... Ne s'emploie jamais qu'en dissolution dans l'eau; ses usages sont bornés.
H.... Découvert par Priestley. Berthollet est le premier qui en ait fait une analyse exacte.

Iodure d'azote.

Corps solide, noir, qui se décompose spontanément avec détonation lorsqu'il est sec; on l'obtient en mettant l'iode en contact avec l'ammoniaque liquide; il est sans usage.

Carbone azoté ou cyanogène.

Gaz incolore, odeur piquante. P. S. 1,8064. Indécomposable par la chaleur. S'obtient en décomposant le cyanure de mercure sec par la chaleur. On doit le recueillir sur le mercure. Ce gaz est très-combustible; les produits sont de l'eau et de l'acide carbonique. Il est décomposable par tous les corps qui renferment de l'oxigène et qui le cèdent facilement; il se combine avec le chlore et l'hydrogène et forme 2 acides; l'eau en dissout 4 volumes ½. Cette dissolution s'altère en peu de jours. On analyse le cyanogène en le faisant détoner avec de l'oxigène; il est formé de 0,84 de carbone et de 0,97 d'azote. La découverte en est due à Gay-Lussac; il est sans usage.

Hydrogène perphosphoré.

P. P. Gaz incolore, odeur et saveur inconnues. P. S. 0,9022. A une température élevée, il abandonne une portion de phosphore; une série d'étincelles électriques le décompose complétement.
P..... S'obtient en soumettant à l'action de la chaleur un mélange d'eau, de chaux et de phosphore.
P. C. Il s'enflamme spontanément dans l'air; les produits sont de l'eau et de l'acide phosphorique; il est décomposé par le chlore à la température ordinaire et par le soufre et l'iode à l'aide de la chaleur.
E. N. Se forme dans les cimetières par la décomposition de la matière cérébrale.
A.... L'hydrogène perphosphoré, décomposé par une série d'étincelles électriques, produit un même volume d'hydrogène; ce gaz est formé de 92,31 de phosphore et 7,69 d'hydrogène.

HYDROGÈNE PROTO-PHOSPHORÉ.	Gaz incolore, odeur d'arsenic. P. S. 0,9716. S'obtient en abandonnant l'hydrogène perphosphoré à l'action des rayons solaires, ou en décomposant par la chaleur les acides phosphoreux ou phosphatique; il absorbe l'oxigène à la température de 150°; il jouit de toutes les autres propriétés chimiques de l'hydrogène perphosphoré; on l'analyse de la même manière; il est formé de 85,73 de phosphore et de 14,27 d'hydrogène.
HYDRURE DE SOUFRE.	Substance d'une consistance oléagineuse, odeur d'œuf pourri; se décompose spontanément en soufre et en hydrogène sulfuré; s'obtient en versant peu à peu de l'acide hydro-chlorique dans une dissolution d'hydro-sulfate sulfuré de potasse.
HYDROGÈNE PERCARBONÉ.	P. P. Gaz incolore, odeur empyreumatique. P. S. 0,9816. Se décompose en partie par la chaleur en augmentant de volume. P..... S'obtient en décomposant par le feu les huiles fixes, les graisses, ou en soumettant à l'action de la chaleur un mélange de 4 parties d'acide sulfurique et d'une d'alcool. P. C. Brûle dans l'air avec une flamme brillante, produit de l'eau et de l'acide carbonique; sa flamme est interceptée par les tissus métalliques. L'eau dissout 1/11 de son volume d'hydrogène percarboné; le soufre décompose ce gaz à une température élevée; le chlore agit de la même manière par l'action directe des rayons solaires ou par la chaleur. Le chlore se combine avec l'hydrogène percarboné, par l'influence de la lumière diffuse; l'hydro-carbure de chlore est un liquide oléagineux, combustible, volatil à 66°, décomposable par la chaleur. A..... On parvient à analyser l'hydrogène percarboné en le faisant détoner dans l'eudiomètre avec 3 volumes d'oxigène; l'hydrogène percarboné renferme 2 volumes d'hydrogène; sa composition en poids est de 14,11 d'hydrogène est de 85,89 de carbone. U.... Employé dans tous les modes d'éclairage; dans l'éclairage par les huiles, les graisses, la cire. Il se forme par la décomposition de la matière combustible, et c'est la combustion de ce gaz qui constitue la flamme; extrait de la houille par la distillation, il est aussi employé pour l'éclairage des grands établissemens. H.... Découvert, en 1796, par des chimistes hollandais.
HYDROGÈNE PROTO-CARBONÉ.	Gaz incolore, sans odeur, très-combustible; se dégage de la vase des eaux stagnantes, des houillères.
CHLORURE D'AZOTE.	Liquide, oléagineux, très-volatil, odeur forte; détone à 30° avec violence. S'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution d'hydro-chlorate d'ammoniaque; il est décomposé à la température ordinaire par le phosphore, le soufre, les huiles, souvent avec détonation. Découvert par M. Dulong, en 1811.
DEUTO-CHLORURE DE PHOSPHORE.	Solide, blanc, très-volatil. S'obtient en faisant passer un courant de chlore sec sur du phosphore; il est combustible; décomposé par l'eau à la température ordinaire, il se forme de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphorique; il se combine avec l'ammoniaque. Découvert, en 1810, par M. Davy.
PROTO-CHLORURE DE PHOSPHORE.	Liquide, incolore, très-volatil. S'obtient comme le deuto-chlorure; mais on arrête le courant de chlore lorsque le liquide commence à se troubler. Il est combustible; décomposé par l'eau à la température ordinaire, il se forme de l'acide hydro-chlorique et de l'acide phosphoreux. L'ammoniaque forme un précipité de deuto-chlorure de phosphore ammoniacal. Découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard, en 1808.

CHLORURE DE SOUFRE.	Liquide, rouge-brun. Produit dans l'air des vapeurs épaisses, dont l'odeur est forte et très-désagréable. P. S. 1,7. Bout à une température peu élevée; s'obtient en faisant passer un courant de chlore sec sur du soufre en fleur. Il rougit la teinture de tournesol; se décompose par l'eau et l'ammoniaque. Découvert par Thomson, en 1804.
CHLORURES D'IODE.	Le chlore et l'iode se combinent en deux proportions différentes; les chlorures d'iode sont solides, le proto-chlorure est rouge, le deuto-chlorure jaune; tous deux sont très-volatils, déliquescens; dissous dans l'eau, ils la décomposent par la présence d'un alcali; s'obtiennent en faisant passer sur l'iode un courant de chlore sec.
DEUTO-CHLORURE DE CARBONE.	Solide, fragile, transparent, odeur analogue à celle du camphre. P. S. 2. Volatil à la température ordinaire, fusible à 160°, ébullition à 182°. S'obtient en soumettant à l'action des rayons solaires un mélange de chlore et d'hydro-carbure de chlore. Décomposé par l'oxigène, insoluble dans l'eau, soluble dans les huiles. Découvert par Faraday, en 1821.
PROTO-CHLORURE.	Liquide. P. S. 1,5526. Bout à 75; s'obtient en décomposant le deuto-chlorure par la chaleur; jouit des mêmes propriétés chimiques que le deuto-chlorure.
PHOSPHURES DE SOUFRE.	Le phosphore et le soufre se combinent en toute proportion; le phosphure de soufre est toujours plus fusible et plus volatil que le phosphore; on obtient ces phosphures: 1° en projettant le soufre par petits fragmens dans du phosphore en fusion dans un tube étroit; 2° en faisant chauffer sous l'eau le phosphore et le soufre à une température inférieure à 70°. C'est sur la chaleur qui se dégage dans la combustion du phosphore et du soufre et sur la facile combustion du phosphure de soufre, que sont fondés les briquets phosphoriques.
PHOSPHURE D'IODE.	Le phosphore et l'iode se combinent en toute proportion à la température ordinaire; ces phosphures sont très-volatils, tous décomposent l'eau à une douce chaleur; les produits de cette décomposition dépendent des proportions de phosphore et d'iode.
PHOSPHURE DE SÉLÉNIUM.	Le phosphore et le sélénium se combinent en toute proportion; ces phosphures sont solides, cassans et volatils; ils s'obtiennent directement; il décomposent l'eau.
SULFURE DE SÉLÉNIUM.	Le soufre et le sélénium se combinent en toute proportion. On obtient les sulfures de sélénium directement ou en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers une dissolution d'acide sélénique; le sulfure obtenu par ce dernier procédé est soluble dans les alcalis, d'où il est précipité par les acides.
SULFURE D'IODE.	Le soufre et l'iode s'unissent à une douce chaleur, et se séparent à une température un peu plus élevée.
SULFURE DE CARBONE.	Liquide à la température ordinaire, transparent, odeur fétide. P. S. 1,263. Très-volatil; produit beaucoup de froid; s'obtient en mettant le soufre et le carbone en contact à une très-haute température; il s'enflamme facilement; il est insoluble dans l'eau, et très-soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles. Il se combine avec les alcalis; on l'analyse en le décomposant par le tritoxide de fer à une très-haute température; il est composé de 84,84 de soufre et de 15,16 de carbone.

CHAPITRE III.

Corps Composés Acides.

156. Nous avons désigné sous le nom d'*Acides* des corps qui jouissent de la propriété de rougir la teinture de tournesol, et de se combiner avec les oxides métalliques. Nous les diviserons en trois sections : dans la première nous placerons tous les acides oxigénés ; dans la seconde, le acides hydrogénés, et dans la troisième, les acides qui n'ont jamais pu être décomposés, et, par conséquent, dont la base et le corps acidifiant sont inconnus.

§ Ier.

Acides Oxigénés ou Oxacides.

157. Les acides oxigénés non métalliques sont au nombre de 17 ; savoir :

3 à base d'Azote.	1 à base d'Iode.
2 à base de Chlore.	1 à base de Sélénium.
4 à base de Phosphore.	1 à base de Bore.
4 à base de Soufre.	1 à base de Carbone.

A. *Acides à base d'Azote.*

I. *Acide Nitrique.*

158. *Propriétés Chimiques.* L'acide nitrique est liquide, blanc, très-odorant: Il rougit fortement la teinture de tournesol et le sirop de violette ; il agit sur l'économie animale avec une grande énergie ; il désorganise subitement la peau : c'est un poison violent. L'acide nitrique n'existe jamais sans eau ; l'acide concentré, c'est-à-dire, celui qui renferme le moins d'eau, a une pesanteur spécifique comprise entre 1,554 et 1,510.

Sous la pression de 0,m76, l'acide nitrique concentré bout à la tempéra-

ture de 86°. Les vapeurs condensées forment un liquide coloré en jaune, par la présence d'une certaine quantité d'acide nitreux. A la température de 50° au-dessous de zéro, l'acide nitrique acquiert la consistance des huiles congelées. A la chaleur rouge, l'acide nitrique est décomposé en oxigène et en acide nitreux : pour faire cette expérience, on introduit l'acide dans une petite cornue de verre C (*fig.* 69), qui communique avec un tube de porcelaine placé dans un fourneau ; l'autre extrémité du tube s'engage dans un ballon qui communique avec un flacon à trois tubulures, en partie plein d'acide nitrique ; une des tubulures de ce flacon reçoit un tube qui s'engage sous des cloches pleines d'eau. Lorsque le tube est incandescent, on chauffe la cornue : l'acide se réduit en vapeurs qui sont décomposées en passant dans le tube de porcelaine ; l'acide non décomposé se condense dans le ballon D, l'acide nitreux dans le flacon F, et l'oxigène passe sous la cloche G. Si dans le flacon F on introduisait seulement de l'eau, il se reformerait une certaine quantité d'acide nitrique ; c'est pour cela qu'on doit y placer une certaine quantité de cet acide.

La lumière solaire agit sur l'acide nitrique de même qu'une température très-élevée ; il y a formation d'acide nitreux qui reste en dissolution et colore l'acide en rouge, et dégagement d'oxigène : mais cette influence de la lumière n'ayant lieu qu'autant que l'acide est concentré, elle ne peut jamais produire une décomposition complète ; car, à mesure que l'acide est décomposé, la quantité d'eau restant la même, et celle de l'acide allant toujours en diminuant, il arrive bientôt une époque à laquelle l'acide est trop étendu pour que la lumière puisse agir sur lui.

159. *État naturel.* L'acide nitrique n'existe jamais libre dans la nature ; jusqu'ici on ne l'a trouvé qu'en combinaison avec la chaux, la potasse et la magnésie.

160. *Préparation.* On obtient l'acide nitrique en décomposant le nitrate de potasse (salpêtre) par l'acide sulfurique ; on se sert pour cela d'une cornue de verre dans laquelle on introduit 6 parties de nitre et 4 parties d'acide sulfurique concentré. Par l'action de la chaleur, l'acide sulfurique s'empare de la potasse, et l'acide nitrique se dégage et se condense dans

des ballons de verre qui communiquent avec la cornue. Au commencement et à la fin de l'opération il se forme des vapeurs rouges, dues à de l'acide nitreux qui résulte de la décomposition d'une partie de l'acide nitrique. Au commencement, cette décomposition a lieu parce qu'il y a une grande quantité d'acide sulfurique libre, que l'acide sulfurique a une plus grande affinité pour l'eau que l'acide nitrique, et que ce dernier, ne pouvant jamais exister sans eau, se décompose lorsqu'il n'en retient pas une quantité suffisante. A mesure que la décomposition fait des progrès, l'eau, abandonnée par l'acide sulfurique qui se combine avec la potasse, est absorbée par l'acide nitrique, et en maintient les élémens réunis ; mais à la fin de l'opération, lorsque toute l'eau de l'acide sulfurique a été absorbée, les vapeurs rouges apparaissent de nouveau. Il suit de ce que nous venons de dire, que les vapeurs rouges ne devraient pas se manifester, si, au lieu d'employer de l'acide sulfurique concentré, on employait de l'acide étendu d'eau : c'est en effet ce qui arrive. Le résidu de l'opération est du sulfate acide de potasse : ce sel ayant été maintenu en fusion pendant l'opération, par le refroidissement, il se moule dans l'intérieur de la cornue ; comme il est très-dur, on ne peut le retirer solide qn'en cassant la cornue ; ordinairement, pour conserver le le vase, on le retire en le dissolvant dans l'eau. Cette opération est très-longue, parce que le sel est peu soluble. La manière la plus simple d'opérer cette dissolution, est de remplir d'eau la cornue, et de plonger le col dans un baquet plein de ce liquide : à mesure que l'eau se sature, elle tombe par sa plus grande pesanteur, de sorte que l'eau qui est en contact avec le sel se renouvelle continuellement.

Autrefois on préparait l'acide nitrique pour les besoins du commerce, en calcinant le salpêtre et l'argile dans de grandes cornues de grès : maintenant on suit le procédé que nous venons de décrire ; mais on se sert de grandes cornues de verre lutées, ou de grands cylindres de fonte placés horizontalement dans un fourneau : les deux extrémités sont fermées par deux plaques de fonte, arrêtées par des écrous ; chacune d'elles est percée d'un trou, l'un est destiné à recevoir des tuyaux de terre qui conduisent l'acide dans des récipiens, par l'autre on verse l'acide

sulfurique ; mais comme l'acide nitrique attaque le fer avec une très-grande facilité, avant de verser l'acide sulfurique on recouvre de salpêtre fondu toute la paroi intérieure du cylindre. A la fin de chaque opération on retire le sulfate de potasse.

L'acide nitrique obtenu par le procédé que nous venons de décrire, n'est jamais pur ; il renferme toujours de l'acide nitreux qui le colore en jaune, du chlore et un peu d'acide sulfurique. L'acide nitreux provient de l'acide nitrique qui se décompose au commencement et à la fin de l'opération ; le chlore, d'une certaine quantité de sel marin que le salpêtre renferme presque toujours, et qui est décomposé par l'acide sulfurique, et enfin, l'acide sulfurique provient, ou de ce qu'il en est resté dans le col de la cornue lorsqu'on l'a versé sur le salpêtre, ou de ce que la température a été assez élevée pour qu'il s'en volatilisât une certaine quantité. On purifie l'acide nitrique en le distillant : les vapeurs qui passent d'abord renferment le chlore et l'acide nitreux. On reconnaît que l'acide nitreux s'est entièrement dégagé lorsque l'acide est décoloré : on recueille alors, dans un vase séparé, les vapeurs qui se dégagent ; elles sont formées d'acide nitrique pur. On continue la distillation jusqu'à ce qu'il ne reste dans la cornue que $1/4$ de l'acide sur lequel on a opéré ; car, au delà, il pourrait se volatiliser un peu d'acide sulfurique. L'acide nitrique doit être conservé dans des flacons de verre fermés avec des bouchons usés à l'émeri, et, lorsqu'il est concentré, il doit être placé à l'abri des rayons solaires.

161. *Propriétés Chimiques.* Parmi tous les corps simples et composés que nous avons déjà examinés, l'acide nitrique ne se combine qu'avec l'oxigène, l'ammoniaque, l'eau et le deutoxide d'azote.

L'acide nitrique oxigéné s'obtient en dissolvant du deutoxide de barium dans l'acide nitrique, et précipitant le protoxide par l'acide sulfurique : on pourrait regarder ce corps comme une combinaison d'acide et d'eau oxigénée (76). L'ammoniaque se combine avec l'acide nitrique avec une très-grande facilité ; mais comme l'ammoniaque, en se combinant avec les acides, se comporte comme les oxides métalliques, il ne sera question de ces combinaisons que lorsque nous parlerons des sels.

L'eau, comme nous l'avons déjà dit, existe toujours en quantité plus ou moins considérable dans l'acide nitrique ; par conséquent, l'acide le plus concentré doit toujours être regardé comme une combinaison d'acide pur et d'eau. Lorsque l'on met de l'eau en contact avec de l'acide nitrique, la combinaison est toujours accompagnée d'un dégagement plus ou moins considérable de chaleur : à mesure que l'acide est plus étendu, sa pesanteur spécifique augmente. L'acide concentré bout à 86° ; lorsqu'il est étendu d'eau, il bout à une température plus élevée ; lorsque l'eau et l'acide sont combinés en certaine proportion ; l'ébullition s'élève jusqu'à 122° ; c'est ce dont il est facile de s'assurer en faisant bouillir successivement de l'acide concentré et de l'acide très-étendu : dans le premier cas, à mesure que l'opération fait des progrès, l'acide qui reste dans la cornue devient moins concentré, et la température de l'ébullition monte jusqu'à 122°, où elle reste stationnaire ; dans le second, l'ébullition a d'abord lieu à une température très-voisine de 100° ; mais comme l'acide se concentre continuellement, la température va en croissant jusqu'à 122°, où elle reste encore stationnaire.

Lorsqu'on fait passer pendant plusieurs jours un courant de deutoxide d'azote à travers de l'acide nitrique concentré, le deutoxide se dissout, et l'acide se colore successivement en bleu, vert, orangé, brun : si l'acide n'est pas concentré, il dissoudra moins de deutoxide, et la dissolution passera par les mêmes nuances de couleur ; mais la couleur finale sera seulement le bleu, le vert ou l'orangé, suivant que l'acide sera plus ou moins étendu d'eau. Lorsqu'on verse de l'eau dans de l'acide nitrique concentré et saturé de deutoxide d'azote, il passe successivement du brun à l'orangé, au vert, au bleu, et devient incolore ; et, pour faire repasser la dissolution par les teintes qu'elle a abandonnées, il suffit de verser dans cette dissolution de l'acide sulfurique ou de l'acide nitrique concentré. Lorsqu'on soumet à l'action de la chaleur une dissolution de deutoxide dans de l'acide nitrique plus ou moins concentré, il se dégage d'autant plus d'acide nitreux que la liqueur avait absorbé plus de deutoxide. On peut regarder ces dissolutions comme des combinaisons triples d'eau, d'acide nitrique et de deutoxide d'azote, ou d'acide nitreux. Dans la première supposition, il faudra admettre que lors-

qu'on fait chauffer cette combinaison, une portion de l'acide nitrique se décompose en acide nitreux et en oxigène qui fait passer aussi le deutoxide à l'état d'acide nitreux ; dans la seconde, il faudra admettre que cette décomposition a lieu pendant l'absorption du deutoxide.

L'acide nitrique renfermant beaucoup d'oxigène, et ce gaz n'étant retenu par l'azote qu'avec une faible affinité, on conçoit que l'acide nitrique doit être décomposé par tous les corps qui sont très-combustibles, et que les produits de cette décomposition seront de l'azote ou un oxide d'azote et un corps brûlé.

Tous les corps simples non métalliques, excepté l'oxigène, l'azote, le chlore et l'iode, décomposent l'acide nitrique : lorsqu'il est concentré, le phosphore, le bore et le carbone le décomposent à la température ordinaire : l'action est très-vive ; il se forme de l'acide phosphorique, borique, ou carbonique, et il se dégage du deutoxide d'azote. Le soufre et le sélénium ne décomposent l'acide nitrique qu'à l'aide de la chaleur ; il se forme de l'acide sulfurique ou de l'acide sélénique et du deutoxide d'azote. Toutes ces expériences peuvent être faites dans une fiole à médecine (*fig.* 61), dans laquelle on introduit l'acide et le corps combustible. Lorsqu'on veut recueillir les gaz qui se dégagent, on adapte à la fiole un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ; si l'action avait lieu à la température ordinaire, il vaudrait mieux se servir d'un flacon tubulé (*fig.* 26) : on introduirait d'abord le corps combustible, et on verserait ensuite l'acide par le tube de sûreté. Nous avons rangé l'hydrogène au nombre des corps qni décomposent l'acide nitrique ; mais comme l'action de l'hydrogène ne se manifeste qu'à une température très-élevée, qui seule serait capable d'en séparer les élémens, on ne peut pas affirmer que cette décomposition soit réellement due à l'hydrogène.

Parmi les corps composés que nous avons déjà examinés, il n'en est aucun qui décompose l'acide nitrique à la température ordinaire ; mais un grand nombre d'entre eux le décomposent à une température plus ou moins élevée.

162. *Analyse.* D'après les expériences de M. Davy et de M. Gay-Lussac, si on

introduit dans une cloche de verre pleine d'eau 150 parties d'oxigène et 133 parties de deutoxide d'azote : au bout de quelques minutes, il y a une absorption de 233 parties ; il reste 50 parties d'oxigène, et on trouve en dissolution dans l'eau de l'acide nitrique pur. L'acide nitrique est donc formé de 133 de deutoxide et de 100 d'oxigène. Or, comme le deutoxide renferme parties égales d'oxigène et d'azote, il en résulte que l'acide nitrique est formé de 166 d'oxigène et de 66 d'azote, ou de 5 volumes d'oxigène et de deux volumes d'azote ; ou en poids de 0,73 d'oxigène et de 0,27 d'azote. Une molécule d'acide nitrique est composée de 5 molécules d'oxigène et de 2 molécules d'azote ; son poids est, par conséquent, 6,768.

163. *Usages.* L'acide nitrique est employé dans un grand nombre d'arts ; c'est un réactif dont on se sert fréquemment dans les laboratoires.

164. *Histoire.* L'acide nitrique a été découvert par Raymond-Lulle en 1784. Cavendish reconnut sa composition. On l'a désigné long-temps sous le nom d'esprit de nitre, d'eau forte ; on devrait, pour se conformer à l'esprit de la nomenclature chimique, l'appeler acide azotique.

2° *Acide Nitreux.*

165. L'acide nitreux est liquide à la température ordinaire, jaune orangé, incolore à — 20° ; son odeur est très-forte, sa densité est de 1,451 ; il est très-corrosif ; il tache la peau en jaune ; il bout à 28°. Ses vapeurs sont d'un jaune rougeâtre et se condensent difficilement, surtout si elles sont mêlées avec de l'air ; aussi, pendant long-temps on a cru que cet acide était gazeux. Il est indécomposable par les fluides impondérables.

166. On l'obtient en distillant dans une cornue de verre du nitrate neutre de plomb desséché : l'acide nitreux se dégage à une température qui n'est pas très-élevée, et se condense dans un ballon environné d'un mélange frigorifique, composé de glace et de sel marin. On pourrait aussi l'obtenir en faisant arriver dans un ballon 1 volume d'oxigène et 2 volumes de deutoxide d'azote ; ces deux gaz se combineraient à la température ordinaire, et formeraient des vapeurs d'acide nitreux : mais il faudrait, pour les condenser, les faire passer à travers un tube étroit, rempli de fragmens de porcelaine, et plongé dans un mélange frigorifique.

167. L'acide nitreux est sans action sur l'oxigène sec ; mais, avec l'oxi-

gène humide, il l'absorbe et se transforme en acide nitrique. A l'état de vapeurs, il entretient la combustion. Son action chimique sur les corps que nous avons déjà examinés, est la même que celle de l'acide nitrique. Lorsqu'on verse de l'acide nitreux dans une grande quantité d'eau, il se dégage du deutoxide d'azote, et l'acide nitreux est transformé en acide nitrique. Ainsi l'acide nitreux se divise en deux parties, l'une se décompose en deutoxide qui se dégage, et en oxigène qui, se combinant avec l'autre portion d'acide nitreux, le fait passer à l'état d'acide nitrique. Lorsque l'on verse successivement un même volume d'acide nitreux dans une petite quantité d'eau, on remarque : 1° que la quantité de deutoxide d'azote qui se dégage, va en décroissant; 2° que la liqueur se colore successivement en bleu, vert, jaune foncé, et brun. Ces phénomènes sont dus (161) à ce que la quantité d'acide nitrique qui se forme à chaque immersion d'acide nitreux s'accumulant, la liqueur, en se concentrant, acquiert la propriété de dissoudre des quantités toujours croissantes de deutoxide d'azote, et, par conséquent, doit présenter les teintes qu'on obtient en faisant passer du deutoxide d'azote à travers des dissolutions plus ou moins concentrées d'acide nitrique.

168. On détermine la composition de l'acide nitreux en le mettant en contact à une température très-élevée avec du fer ou du cuivre ; on se sert pour cela d'un tube de porcelaine dans lequel on introduit du fil de fer ou de cuivre décapé : à une des extrémités du tube on place une cornue renfermant l'acide nitreux, à l'autre un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ou de mercure. Lorsque le tube est incandescent, on réduit l'acide en vapeurs ; son oxigène est absorbé par le métal, et l'azote se dégage. La différence de poids de la cornue, avant et après l'opération, donne celui de l'acide décomposé ; l'augmentation de poids du métal donne celui de l'oxigène, d'où l'on peut déduire son volume ; celui de l'azote s'observe directement. On a trouvé ainsi que l'acide nitreux était composé de 2 volumes d'oxigène et d'un volume d'azote, ou en poids de 0,69 d'oxigène et 0,31 d'azote. La molécule d'acide nitreux est formée de 2 molécules d'oxigène et de 1 molécule d'azote. Son poids est de 2,884.

169. L'acide nitreux est connu depuis très-long-temps ; mais on le

regardait comme un corps gazeux. C'est M. Dulong qui l'a obtenu le premier à l'état liquide.

3° *Acide Hypo-Nitreux.*

170. Lorsqu'on fait passer dans une éprouvette pleine de mercure 600 parties de deutoxide d'azote, de l'eau alcaline et 100 parties d'oxigène, les 100 parties d'oxigène se combinent avec 400 parties de deutoxide; or, 400 parties de deutoxide contiennent de 200 d'azote et de 200 d'oxigène (89); par conséquent, l'acide qui se forme est composé de 300 parties d'oxigène et de 200 d'azote, ou d'un volume et demi d'oxigène et d'un volume d'azote. Sa molécule doit être formée de 3 molécules d'oxigène et de 2 molécules d'azote, et son poids est représenté par 4,768. L'acide hypo-nitreux, en se formant, se combine avec l'alcali et ne peut point en être séparé sans se décomposer. Cet acide a été découvert par M. Gay-Lussac.

B. 1° *Acide Chlorique.*

171. L'acide chlorique est liquide, incolore, sans odeur; sa saveur est très-acide. Il se décompose à une température peu élevée; il n'existe point dans la nature; il se forme toutes les fois que l'on fait passer un courant de chlore à travers une dissolution alcaline. L'eau est décomposée; son oxigène et son hydrogène se combinent avec le chlore et forment de l'acide hydro-chlorique et de l'acide chlorique, qui sont absorbés par l'alcali. On l'obtient en dissolvant dans l'eau le chlorate de barite et précipitant la barite par de l'acide sulfurique étendu, jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus troublée ni par cet acide, ni par une dissolution de barite. On filtre et on fait évaporer à une douce chaleur. Cet acide ne précipite aucune dissolution métallique. Il est sans usage dans les arts.

172. Pour déterminer la proportion de ses 2 principes constituans, on décompose par la chaleur, dans une petite cornue de verre, 100 parties de chlorate de potasse sec; on obtient 38,88 d'oxigène et 61,12 de chlorure de potassium. Ce dernier corps étant formé de 32,196 de potassium et de 28,924 de chlure, et 32,196 de potassium absorbant 6,576 d'oxigène, pour passer à l'état de potasse, il en résulte que l'acide chlorique est composé de l'oxigène qui s'est dégagé, moins celui qui a été fourni par la potasse, c'est-à-dire, de 32,304, et de 28,924 de chlore, ou de 0,53 d'oxigène, et de 0,47 de chlore: la composition en volume est de 1 de chlore et 2 ½ d'oxigène. Sa molécule est formée de 2 molécules de chlore et de 5 d'oxigène; son poids est, par conséquent, de 9,392.

2° *Acide Chlorique Oxigéné.*

173. L'acide chlorique oxigéné est un corps liquide, sans couleur et sans odeur; il renferme toujours une certaine quantité d'eau; il est volatil à 140°. On l'obtient en transformant le chlorate de potasse en chlorate oxigéné, et en décomposant ce dernier sel par l'acide sulfurique. On commence par verser du chlorate de potasse sec et pulvérisé par petites portions dans un poids double d'acide sulfurique concentré; on laisse réagir ces deux substances pendant 24 heures, après on fait chauffer le mélange au bain-marie jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs jaunes. Alors le chlorate de potasse est complétement transformé en chlorate oxigéné et en sulfate de potasse (97). La matière est délayée dans l'eau, jetée sur un filtre, et le précipité cristallin est lavé jusqu'à ce qu'il cesse de rougir le papier de tournesol. La matière restée sur le filtre forme à peu près les 0,28 du chlorate employé, et n'est composée que de chlorate oxigéné, parfaitement pur. On introduit dans une cornue de verre 2 parties de chlorate oxigéné et une partie d'acide sulfurique concentré étendu de ⅓ d'eau; on chauffe jusqu'à 140°: l'eau se vaporise d'abord, et ensuite l'acide chlorique oxigéné, dont on condense les vapeurs dans un ballon qui communique avec le col de la cornue. L'acide ainsi obtenu n'est point pur: il renferme de l'acide sulfurique, de l'acide hydro-chlorique et de l'eau. On précipite l'acide sulfurique par l'eau de barite, l'acide hydro-chlorique par l'oxide d'argent, et on parvient à enlever la plus grande partie de l'eau qu'il renferme en l'introduisant sous le récipient de la machine pneumatique avec une capsule pleine d'acide sulfurique concentré. Cet acide, de même que l'acide chlorique, ne précipite aucune dissolution métallique; on le distingue de ce dernier parce qu'il n'est point décomposé comme lui par les acides hydro-chlorique, hydro-sulfurique et sulfureux. On détermine la composition de l'acide chlorique oxigéné de la même manière que celle de l'acide chlorique, en décomposant le chlorate oxigéné de potasse par la chaleur. Cet acide est composé de 1 volume de chlore et de 3 volumes ½ d'oxigène, ou en poids de 0,38 de chlore et de 0,62 d'oxigène. Sa molécule est composée de 2 molécules de chlore et de 7 molécules d'oxigène. Cet acide a été découvert par M. le comte Frédéric Stadion. Il est sans usage.

C. 1° *Acide Phosphorique.*

174. *Propriétés physiques.* Solide, vitreux, incolore, sans odeur, saveur très-forte; sa densité est plus grande que celle de l'eau. Il

entre en fusion à la chaleur rouge, se volatilise à une température plus élevée. Cet acide attaque facilement le verre, les terres cuites et même l'argent par le contact de l'air. C'est toujours dans des vases de platine que l'on doit en opérer la fusion. L'acide phosphorique n'est point décomposé par la plus haute température que nous puissions produire, mais il est décomposé en phosphore et en oxigène par un courant galvanique que l'on fait passer à travers un fragment d'acide phosphorique vitreux et un peu humide.

175. *État naturel.* Jusqu'ici on n'a rencontré l'acide phosphorique qu'en combinaison avec la chaux, l'oxide de plomb, l'oxide de fer, la potasse, la soude, la magnésie et l'ammoniaque.

176. *Préparation.* On peut obtenir l'acide phosphorique par 4 procédés que nous allons décrire successivement.

1° On met un fragment de phosphore dans une petite coupelle placée dans une soucoupe reposant sur un bain de mercure; on enflamme le phosphore et on le recouvre d'une cloche bien sèche et pleine d'air. L'acide phosphorique se dépose contre les parois de la cloche en flocons blancs, qu'on peut facilement recueillir lorsque le phosphore est éteint. Cette expérience ne pourrait pas se faire sur la cuve à eau, parce que l'acide phosphorique étant extrêmement soluble dans l'eau, il serait absorbé à mesure qu'il se formerait. Ce procédé donne de l'acide parfaitement pur.

2° On introduit dans une cornue de verre 1 partie de phosphore et 6 parties d'acide nitrique; on chauffe légèrement, l'acide nitrique est décomposé, il se dégage de l'azote ou de l'oxide d'azote, et le phosphore, en absorbant l'oxigène de l'acide nitrique, passe à l'état d'acide phosphorique, qui reste en dissolution dans la liqueur. L'opération est terminée lorsque tout le phosphore a disparu; alors on continue la distillation jusqu'à ce que la matière ait pris une consistance sirupeuse, et on la fait chauffer jusqu'au rouge-brun dans un creuset de platine. L'acide obtenu par ce procédé renferme toujours une certaine quantité d'eau.

3° On met dans un creuset de platine du phosphate d'ammoniaque, qu'on fait chauffer jusqu'au rouge: l'ammoniaque se dégage, et l'acide

phosphorique reste sous la forme d'un liquide visqueux, qui se prend en masse solide transparente par le refroidissement. L'acide obtenu par ce procédé retient toujours un peu d'ammoniaque.

4° On dissout dans l'acide nitrique faible du phosphate de barite, et on précipite la barite par l'acide sulfurique ; lorsque par des tâtonnemens la liqueur est parvenue au point de ne renfermer ni barite, ni acide sulfurique, on filtre pour séparer le sulfate de barite, et on fait évaporer pour chasser l'eau et l'acide nitrique. L'eau ne se dégage qu'en partie.

177. *Propriétés chimiques.* L'acide phosphorique est décomposé par le carbone ; cette décomposition n'a lieu qu'à une température très-élevée. Les produits sont du phosphore, de l'oxide de carbone ou de l'acide carbonique et de l'hydrogène phosphoré ; ce dernier provient de la décomposition de l'eau que l'acide phosphorique renferme presque toujours. C'est sur l'action de l'acide phosphorique et du charbon qu'est fondée la préparation du phosphore (39). Il est probable que l'hydrogène et le bore décomposent aussi l'acide phosphorique à une température très-élevée.

L'acide phosphorique se combine avec l'eau en toute proportion : l'affinité de l'acide phosphorique pour l'eau est très-grande ; car cet acide est très-déliquescent (1), et lorsque après avoir été combiné avec ce liquide on l'a fait chauffer au rouge, il en retient encore $\frac{1}{5}$ de son poids.

178. *Analyse.* On détermine la composition de l'acide phosphorique : 1° en brûlant un poids déterminé de phosphore dans l'oxigène, et pesant l'acide phosphorique obtenu ; 2° en acidifiant le phosphore par l'acide nitrique ; on peut aussi la déduire de la composition des phosphates. Les différentes analyses qui ont été faites jusqu'ici ont donné des résultats qui diffèrent beaucoup entre eux. D'après Berzélius, l'acide phosphorique est composé de 0,42 de phosphore et de 0,58 d'oxigène.

179. L'acide phosphorique n'est employé que dans les laboratoires pour analyser quelques pierres qui renferment de la soude ou de la potasse. Il a été découvert par Margraff.

---

(1) On dit qu'un corps est déliquescent lorsqu'il absorbe l'humidité de l'air et se liquéfie.

2° *Acide Phosphatique.*

170. L'acide phosphatique renferme toujours une certaine quantité d'eau ; c'est un liquide visqueux très-sapide , ayant l'odeur du phosphore ; sa densité est plus grande que celle de l'eau. L'acide phosphatique , soumis à l'action de la chaleur , se concentre d'abord ; mais il se décompose , ainsi que l'eau qu'il renferme , à la température de 200°. Il se forme de l'acide phosphorique et de l'hydrogène phosphoré. Il est probable que l'acide phosphatique se décomposerait comme l'acide phosphorique par un courant galvanique.

181. Cet acide n'existe point dans la nature ; on l'obtient en faisant brûler lentement le phosphore dans l'air humide. Pour cela on place les cylindres de phosphure dans des tubes de verre éfilés (*fig.* 70) ; on range les tubes dans un entonnoir dont le bec est reçu dans un flacon qui repose dans une capsule pleine d'eau , et on recouvre le flacon et l'entonnoir par une cloche qui plonge dans l'eau de la capsule , et qui est garni de deux tubulures latérales. Les cylindres de phosphore sont séparés les uns des autres , afin qu'ils ne s'échauffent pas ; car il pourrait s'enflammer s'ils étaient en contact. La cloche repose sur l'eau , afin que l'air qu'elle renferme soit toujours saturé de vapeurs ; l'eau se combine avec l'acide phosphatique à mesure qu'il se forme , et s'écoule dans le flacon ; si l'air de la cloche était sec , l'acide resterait à la surface du phosphore , et formerait une espèce de vernis qui soustrairait ce corps à l'action de l'air. La cloche est garnie de tubulures afin que l'air puisse se renouveler à mesure qu'il abandonne son oxigène au phosphore. Cette opération est très-lente ; il faut ordinairement plusieurs mois pour brûler complétement un cylindre de phosphore de 2 à 3 grammes. L'acide ainsi obtenu renferme une très-grande quantité d'eau ; on le concentre en le plaçant , avec une capsule pleine d'acide sulfurique très-concentré , sous le récipient d'une machine pneumatique , dans lequel on a fait le vide

182. L'acide phosphatique se comporte avec tous les corps déjà examinés ,

comme l'acide phosphorique ; seulement comme il renferme toujours une certaine quantité d'eau, celle-ci est souvent décomposée. Cet acide ne se combine point avec les oxides métalliques : toutes les fois qu'on le met en contact avec ces corps, il se transforme en acide phosphorique et en acide phosphoreux.

182. On peut déterminer la composition de l'acide phosphatique : 1° en brûlant du phosphore dans une cloche pleine d'oxigène, que l'on renouvelle à mesure qu'il est absorbé, et déterminant le poids du phosphore brûlé et celui de l'oxigène qui a été employé ; 2° en transformant l'acide phosphatique en acide phosphorique par le chlore, et déterminant exactement la quantité de chlore nécessaire et la quantité d'acide phosphorique produit. Dans ce dernier procédé, c'est par la décomposition de l'eau que l'acide phosphatique est transformé en acide phosphorique, en même temps que le chlore passe à l'état d'acide hydro-chlorique ; or, comme le chlore absorbe un égal volume d'hydrogène, il en résulte que le volume d'oxigène qui se combine avec l'acide phosphatique est moitié de celui du chlore employé, puisque l'eau est formée de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxigène. Retranchant cette quantité de la quantité totale d'oxigène renfermé dans l'acide phosphorique obtenu, on aura la quantité d'oxigène que contenait l'acide phosphatique : la quantité de phosphore est déterminée par celle de l'acide phosphorique ; on a trouvé ainsi que l'acide phosphatique était composé de 0,47 de phosphore et de 0,53 d'oxigène. L'acide phosphatique est sans usage. Il a été découvert par M. Sage ; mais c'est Lavoisier qui le distingua le premier de l'acide phosphorique et reconnut qu'il renfermait moins d'oxigène.

3° *Acide Phosphoreux.*

184. Corps solide, très-soluble, très-sapide, sans odeur ; se décompose par la chaleur, et donne les mêmes produits que l'acide phosphatique ; s'obtient en décomposant par l'eau, à la température ordinaire, le proto-chlorure de phosphore : l'hydrogène de l'eau s'unit au chlore, et son oxigène au phosphore, et de là des acides hydro-chlorique et phosphoreux. En faisant évaporer la liqueur, l'eau et l'acide hydro-chlorique se dégagent, et l'acide phosphoreux cristallise par le refroidissement. Cet acide a une très-grande affinité pour l'oxigène ; par conséquent, il doit agir avec une grande énergie sur un grand nombre de corps brûlés. Il se combine avec les oxides métalliques et forme des sels que nous examinerons plus tard. Connaissant la composition du proto-chlorure de phosphore, il est facile d'en déduire celle de l'acide phosphoreux : en effet, l'eau renfermant 1 volume d'hydrogène et un demi-volume d'oxigène, et le chlore absorbant un égal volume d'hy-

drogène, il s'ensuit que dans l'acide phosphoreux, le phosphore est combiné avec un volume d'oxigène égal à la moitié de celui du chlore qui existe dans le chlorure de phosphore.

Les analyses faites par MM. Davy, Berzélius et Dulong, ne sont point d'accord entre elles, parce qu'ils diffèrent sur la composition du chlorure de phosphore: d'après Berzélius, l'acide phosphoreux serait composé de 0,56 de phosphore et de 0,44 d'oxigène. Cet acide est sans usage; il a été découvert par Davy.

4° *Acide Hypo-Phosphoreux.*

185. Liquide, incristallisable, très-soluble; se décompose par la chaleur, et produit du gaz hydrogène phosphoré, du phosphore et de l'acide phosphorique. On obtient l'acide hypo-phosphoreux en mettant un phosphure alcalin en contact avec l'eau: cette dernière est décomposée, et il se forme en même temps de l'hydrogène phosphoré qui se dégage, et des acides phosphorique et hypo-phosphoreux qui se combinent avec l'alcali. Lorsqu'on emploie du phosphure de barite, le phosphate étant insoluble, se précipite; l'hypo-phosphite reste seul en dissolution, et la barite peut en être facilement séparée par l'acide sulfurique: la dissolution d'acide hypo-phosphoreux peut alors être concentrée à une douce chaleur, ou en la plaçant, avec une capsule pleine d'acide sulfurique, sous le récipient d'une machine pneumatique dans lequel on a fait le vide. Cet acide se dissout dans l'eau en toute proportion, agit sur un grand nombre de corps brûlés en absorbant leur oxigène, et se combine avec les oxides métalliques en formant des sels d'une extrême solubilité. On parvient à analyser cet acide de la même manière que l'acide phosphoreux, en le transformant en acide phosphorique par le chlore. Il est composé de 0,72 de phosphore et de 0,28 d'oxigène. Cet acide est sans usage; il a été découvert par M. Dulong.

D. 1° *Acide Sulfurique.*

186. *Propriétés Physiques.* L'acide sulfurique est un liquide blanc, d'une consistance oléagineuse; il contient toujours de l'eau: celui qui est le plus concentré en renferme encore $\frac{1}{5}$ de son poids, porte à l'aréomètre de Baumé 66°, et sa densité est de 1,842. Cet acide, lorsqu'il est concentré, agit avec une très-grande énergie sur l'économie animale; il détruit ou du moins change la nature de la plupart des matières végétales et animales avec lesquelles on le met en contact. L'acide sulfurique étendu d'eau, soumis à l'action de la chaleur, se concentre,

et la température de l'ébullition s'élève jusqu'à une certaine limite, à laquelle l'acide lui-même se réduit en vapeurs. L'acide très-étendu se congèle à zéro, et, lorsqu'il est concentré, seulement à 12° au-dessous de zéro. Lorsqu'on fait passer l'acide sulfurique en vapeurs à travers un tube de porcelaine incandescent d'un très-petit diamètre, il est décomposé. On se sert pour faire cette expérience d'un tube de porcelaine de 5 à 6 millimètres de diamètre intérieur, que l'on place dans un fourneau à réverbère: à l'une des extrémités on adapte une cornue pleine d'acide sulfurique concentré; à l'autre, un tube recourbé, disposé de manière à recueillir les gaz dans des cloches pleines de mercure. Lorsque le tube est incandescent, on réduit l'acide en vapeurs, et on trouve dans les cloches un mélange d'acide sulfureux et d'oxigène: en absorbant le premier par de l'eau alcaline, on trouve que le gaz qui provient de la décomposition de l'acide sulfurique renferme 2 volumes d'acide sulfureux et 1 volume d'oxigène. L'acide sulfurique concentré est aussi décomposé par un courant galvanique: lorsque l'on fait plonger dans cet acide 2 fils de platine, communiquant avec les deux pôles d'une pile, le soufre en flocons se précipite à l'extrémité du fil négatif, et à l'extrémité du fil positif on trouve une matière brune qui est probablement du sulfate de platine.

187. *État Naturel.* D'après les observations de M. Baldassari et de M. Pictet, il paraît que l'acide sulfurique se trouve libre dans la nature; mais ce n'est que rarement et toujours en très-petite quantité. Au contraire, à l'état de combinaison, l'acide sulfurique existe en masses très-considérables: c'est principalement en combinaison avec la chaux, la barite, la strontiane, la potasse, la soude, l'alumine, la magnésie et l'oxide de fer qu'on rencontre l'acide sulfurique dans la nature.

188. *Préparation.* La fabrication de l'acide sulfurique est fondée sur les phénomènes qui résultent de l'action réciproque du deutoxide d'azote, de l'oxigène, de l'acide sulfureux et de l'eau: lorsque ces trois gaz sont en contact dans un espace saturé de vapeurs d'eau, le deutoxide d'azote absorbe l'oxigène et se transforme en acide nitreux; celui-ci cède l'oxigène qu'il a absorbé à l'acide sulfureux qui se transforme en acide sulfurique, se combine avec l'eau, et se précipite: le deutoxide d'azote se combine

avec une nouvelle quantité d'oxigène qu'il transmet à l'acide sulfureux ; et ainsi de suite, jusqu'à ce que tout l'oxigène ait été absorbé, ou que tout l'acide sulfureux soit converti en acide sulfurique. On peut facilement constater tous ces faits par l'expérience suivante : dans un ballon à robinet (*fig.* 10) on fait le vide, et au moyen d'une cloche à robinet, graduée, reposant sur le mercure, et sur laquelle le ballon peut s'adapter, on fait passer successivement 6 parties d'acide sulfureux, 3 parties d'oxigène et 1 de deutoxide d'azote : le ballon, séparé de la cloche, est plein de vapeurs d'acide nitreux ; si alors on introduit dans le ballon une quantité d'eau capable seulement d'humecter ses parois, les vapeurs rouges disparaissent, et il se forme une substance solide, blanche et cristalline, qui est une combinaison d'acide sulfurique et de deutoxide d'azote. Si on l'ouvre ensuite de manière à laisser entrer l'air, et si l'on y verse une quantité d'eau suffisante, les flocons blancs se dissolvent avec effervescence, les vapeurs rouges apparaissent de nouveau, et se dissipent en peu d'instans ; en réitérant l'ouverture du ballon à de certains intervalles, les mêmes phénomènes se reproduisent jusqu'à ce que la totalité de l'acide sulfureux ait disparu ; on trouve alors de l'acide sulfurique dans l'eau qu'on a introduit dans le ballon. La théorie que nous venons d'exposer, et les expériences sur lesquelles elle est fondée, appartiennent à MM. Clément et Désormes.

Il existe aujourd'hui deux méthodes bien distinctes pour obtenir l'acide sulfurique en grand : dans la première, le soufre est brûlé par un courant d'air continu ; dans la seconde, la combustion se fait en vase clos.

Dans le premier procédé, l'appareil se compose d'une chambre rectangulaire dont les parois sont formées par des lames de plomb soudées entre elles, et fixées à une charpente extérieure. Les dimensions de ces chambres sont très-variables ; elles ont quelquefois jusqu'à 60,000 pieds cubes de capacité : elles sont recouvertes par un toit qui se prolonge au-dessus d'une des faces latérales ; contre cette face latérale se trouve un massif de maçonnerie quadrangulaire dont la surface supérieure, horizontale, un peu concave, et au-dessous du sol de la chambre, forme l'âtre du fourneau de combustion. Sur les côtés de l'âtre s'élèvent

perpendiculairement des murs en briques retenus par des encastres de de fer à écrous : c'est sur ces murs que doit être placé le dôme métallique destiné à conduire les vapeurs dans la chambre ; la paroi verticale et antérieure du fourneau est percée d'une ouverture fermée par une porte de tôle, garnie elle-même d'un trou circulaire. Cest par l'ouverture de la paroi du fourneau qu'on le charge ; c'est par l'ouverture de la porte que le courant d'air s'introduit ; à la partie supérieure de la chambre, du côté de la face opposée à celle où se trouve le fourneau, est placé un tuyau de plomb de 4 pouces de diamètre et de 15 à 20 pieds de hauteur, destiné à verser dans l'atmosphère les gaz superflus, résidus de ceux qui ont concouru à la formation de l'acide. Pour se servir de cet appareil, on commence par introduire de l'eau dans la chambre de manière à ce que le sol soit recouvert d'une couche de 2 à 3 pouces ; ensuite on introduit dans le fourneau un mélange de 10 parties de soufre et d'une partie de salpêtre ; on l'embrase par un morceau de soufre enflammé : la combustion, alimentée par le courant d'air, se propage, la température augmente, et le salpêtre se décompose ; il se forme en même temps de l'acide sulfureux et du deutoxide d'azote ou de l'acide nitreux qui se rendent dans la chambre pleine d'air saturé de vapeurs d'eau : l'acide nitreux transforme l'acide sulfureux en acide sulfurique qui se condense, et l'acide nitreux, se reformant continuellement par la présence de l'air, peut servir à convertir en acide sulfurique une très-grande quantité d'acide sulfureux. Pendant toute la durée de l'opération, il se dégage par la cheminée, de l'azote, un peu d'acide sulfureux et de deutoxide d'azote. On retire l'acide de la chambre par des robinets qui sont placés à la partie la plus basse, il ne porte jamais que de 35 à 45° de l'aréomètre de Baumé ; on le concentre ordinairement jusqu'à 50° en le faisant chauffer dans de grandes chaudières de plomb. La fig. 71 représente la disposition de l'appareil.

Dans la seconde méthode, les chambres de plomb sont hermétiquement fermées ; une ou plusieurs faces latérales sont garnies d'ouvertures quadrangulaires, qu'on nomme portes d'évaporation ; elles sont fermées par des trapes verticales, qu'on fait mouvoir avec des treuils. Le four-

neau de combustion a un foyer pour recevoir le combustible destiné à chauffer une plaque de fonte très-épaisse, un peu concave et qui renferme le mélange de soufre et de salpêtre ; au-dessus de cette plaque se trouve le dôme qui conduit les vapeurs dans la chambre, en avant la porte de chargement (1). A côté de ce fourneau se trouve une chaudière en fonte qu'on nomme Bouillote, fermée par un chapiteau garni d'un tuyau qui communique avec la chambre. Pour mettre cet appareil en activité, on place d'abord sur la plaque de fonte un mélange de 10 parties de soufre et d'une partie de nitre ; on enflamme le soufre avec une barre de fer rouge, on ferme la porte de chargement dont on lute les jointures avec de l'argile humide, et on allume le feu sous la plaque ; alors on met de l'eau dans la bouillote, et on chauffe de manière à introduire un courant continu de vapeurs d'eau dans la chambre. L'acide sulfurique se forme de la même manière que dans les chambres à courant d'air, seulement la chambre étant exactement fermée, les vapeurs qui s'accumulent et se condensent successivement, tourmentent les parois de la chambre par des pressions qui agissent tantôt de dedans en dehors, tantôt de dehors en dedans. On évite les inconvéniens qui pourraient résulter d'une trop grande variation de pression dans l'intérieur de la chambre, au moyen de plusieurs soupapes qui permettent à une partie des vapeurs de sortir, ou qui laissent rentrer de l'air. Dans ce mode d'opération le soufre passe à l'état d'acide sulfureux, uniquement par l'oxigène renfermé dans le nitrate de potasse ; tandis que, dans les chambres à courant d'air, c'est en grande partie par l'oxigène de l'air que le soufre est acidifié. Lorsque la totalité du soufre a été brûlé, on fait tomber les feux, et lorsque les vapeurs se sont condensées, ce qu'on reconnaît facilement en frappant contre les parois de la chambre, car alors elle résonne comme si elle était vide, on ouvre les portes d'évaporation et la porte de chargement ; les résidus gazeux de la chambre se dégagent ; ils sont formés d'azote et de deutoxide d'azote qui, par

(1) Dans un grand nombre de fabriques on a supprimé les plaques de fonte, et on brûle le soufre sur l'âtre d'un fourneau, comme dans le procédé à courant d'air.

le contact de l'air, passe à l'état d'acide nitreux ; ce n'est que dans le cas où l'opération a été mal dirigée qu'on y trouve de l'acide sulfureux. L'acide sulfurique qu'on obtient par ce procédé est plus concentré que celui que donnent les chambres à courant d'air ; il porte ordinairement 50°. Le figure 72 représente l'appareil que nous venons de décrire.

Dans l'un et l'autre de ces modes de combustion du soufre, 100 parties de soufre rendent de 400 à 450 d'acide sulfurique à 50°, et on obtient toujours pour résidu de cette combustion une matière grise, composée de sulfate de potasse, et des substances étrangères qui étaient renfermées dans le soufre ; la potasse de ce sulfate provient du salpêtre, et l'acide sulfurique du soufre, et de l'oxigène du salpêtre. Ces résidus sont employés dans la fabrication de l'alun.

L'acide sulfurique à 50° est au point de concentration suffisant pour les fabriques de soude, et pour plusieurs autres usages ; mais il ne l'est point suffisamment pour tous. On concentre l'acide sulfurique dans de grandes cornues de verre qui contiennent jusqu'à trois quintaux d'acide ; elles sont placées dans des cavités cylindriques, verticales, pratiquées dans l'épaisseur d'un fourneau, et terminées inférieurement par des chaudières de fonte pleines de sable. La figure 73 représente la disposition de l'appareil. Les cornues soumises à l'action de la chaleur, laissent dégager de l'eau, de l'acide nitrique et un peu d'acide sulfurique ; ainsi l'acide se purifie à mesure qu'il se concentre. Lorsque l'acide est parvenu à 66°, ce qu'on reconnaît facilement, et par la durée de l'opération, et par la diminution de volume du liquide, on laisse refroidir et on soutire l'acide par un siphon en plomb que l'on introduit par une tubulure placée à la partie supérieure de la cornue. La concentration de l'acide sulfurique exige beaucoup de précautions, car la température étant très-élevée, surtout à la fin de l'opération, un courant d'air froid fait souvent briser les cornues avec explosion, et l'acide bouillant étant projeté à une distance assez considérable, peut occasionner de funestes accidens. Plusieurs fabricans, pour ne pas perdre l'acide lorsque les cornues se brisent, emploient, au lieu de sable, de l'argile sèche et pulvérisée ; il se forme alors du sulfate d'alumine, dont on se sert dans la fabrication de l'alun. A Paris, on

emploie pour concentrer l'acide sulfurique de grands alambics de platine : quoique le prix de ces appareils soit très-élevé, comme ils ne s'altèrent point, et que la conduite de l'opération n'exige aucune précaution, il paraît qu'il y a une véritable économie.

L'acide concentré n'est point encore parfaitement pur ; il renferme presque toujours une certaine quantité de sulfate de plomb et les sels qui étaient renfermés dans l'eau dont on s'est servi ; si l'on a employé les chambres à courant d'air ; pour le purifier, il faut le distiller : cette opération se fait dans une cornue en verre, elle exige beaucoup de précautions, car l'ébullition de l'acide concentré a lieu à environ 300°, et elle est accompagnée de soubresauts. On ne doit jamais opérer que sur de petites quantités d'acide ; la cornue doit être placée dans un fourneau à réverbère, pour qu'elle soit inaccessible au courant d'air, et on doit y introduire des fragmens angulaires de platine ; ils ont la propriété de diminuer les mouvemens brusques qui accompagnent ordinairement l'ébullition de l'acide concentré. Cette dernière purification n'est nécessaire que pour un très-petit nombre d'opérations chimiques.

189. *Propriétés Chimiques.* L'acide sulfurique a une très-grande affinité pour l'eau ; il se combine avec elle en toutes proportions, et toujours avec dégagement de chaleur et condensation. Lorsqu'on verse de l'eau dans de l'acide sulfurique concentré, l'eau reste à la partie supérieure ; mais par l'agitation la combinaison à lieu : en employant quatre parties d'acide à 66°, et une partie d'eau, le thermomètre monte de 105°. C'est en vertu de cette grande affinité de l'acide sulfurique pour l'eau, qu'il absorbe l'humidité de l'atmosphère (1). Lorsque l'on met l'acide sulfurique concentré en contact avec la glace, suivant les proportions relatives, il se produit de la chaleur ou du froid, parce que la fusion de la glace produisant du froid, et la combinaison de l'acide et de l'eau, de la chaleur, l'effet résultant est la différence de ces deux effets partiels.

(1) Lorsque l'acide sulfurique est exposé à l'air, en même temps qu'il absorbe la vapeur d'eau, il se colore en brun : cette altération provient des matières végétales qui se trouvent en suspension dans l'air ; l'acide sulfurique les décompose, et c'est le charbon qui provient de cette décomposition qui colore l'acide.

Le mélange de quatre parties d'acide et d'une de glace fait monter le thermomètre de 50°, et un mélange de quatre parties de glace et d'une d'acide le fait descendre jusqu'à 17° au-dessous de zéro.

Comme il est souvent très-important de connaître les densités et les degrés des différens mélanges d'eau et d'acide sulfurique, nous réunirons dans le tableau suivant le résultat des observations de M. Vauquelin et de M. d'Arcet.

QUANTITÉ D'ACIDE A 66°	QUANTITÉ D'EAU.	DENSITÉ de la COMBINAISON.	DEGRÉS A L'ARÉOMÈTRE DE BAUMÉ.
82,34	17,66	1,717	60
74,32	15,66	1,618	55
71,7	28,3	1,603	54
71,17	28,65	1,586	53
69,3	30,7	1,566	52
68,03	31,97	1,550	51
66,45	33,55	1,532	50
64,37	35,63	1,515	49
61,8	37,8	1,500	48
61,32	38,66	1,462	47
59,85	40,15	1,466	46
58,02	41,98	1,454	45
50,41	49,59	1,375	40
43,21	56,79	1,315	35
36,52	63,48	1,260	30
30,12	69,88	1,210	25
24,01	75,99	1,161	20
17,39	82,61	1,114	15
11,73	88,27	1,076	10
6,60	93,40	1,023	5

L'acide sulfurique à 66° renfermant encore ⅕ de son poids d'eau, il sera facile de déterminer, au moyen du tableau précédent, combien un acide d'une densité quelconque renferme d'acide réel et d'eau.

Tous les corps simples non métalliques, excepté l'azote, le chlore, l'iode et probablement le sélénium, décomposent l'acide sulfurique. Le carbone décompose l'acide sulfurique à 100 ou 150°; il se forme de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique : à une température plus élevée, le carbone étant en excès, on obtiendrait du soufre et du gaz oxide de carbone; à la chaleur rouge, l'eau de l'acide serait elle-même décomposée, et il se formerait en même temps de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone et de l'hydrogène carboné. Pour décomposer l'acide sulfurique

à la température de 100 à 150 degrés, on se sert d'une fiole à médecine dans laquelle on introduit l'acide et le charbon ; pour le décomposer à une température plus élevée, on emploie un tube de porcelaine, rempli de fragmens de charbon, à travers lequel on fait passer l'acide réduit en vapeurs, lorsque le tube est suffisamment chauffé ; dans l'un et l'autre cas, les gaz doivent se recueillir sur le mercure. Le phosphore décompose l'acide sulfurique à une température qui n'est pas très-élevée ; les produits sont : de l'acide phosphorique ou phosphoreux, et de l'acide sulfureux ; on ne sait pas si à la chaleur rouge le phosphore s'emparerait de tout l'oxigène de l'acide sulfurique. Le soufre décompose l'acide sulfurique à 200°, il en résulte de l'acide sulfureux. L'hydrogène n'agit qu'à une température très-élevée, et les produits dépendent, et de la température, et des quantités relatives d'acide et d'hydrogène : si la chaleur n'est pas très-forte, et que l'hydrogène soit en excès, il se forme de l'acide hydro-sulfurique, de l'eau et de l'acide sulfureux ; si la température est très-élevée, le résultat de la décomposition est de l'eau et de l'acide sulfureux ou du soufre.

On connaît peu l'action de l'acide sulfurique sur les corps composés non acides ; mais on peut souvent prévoir leur action par celle de leurs élémens ; l'ammoniaque est le seul qui se combine avec lui. Parmi les acides déjà examinés, il n'en est que deux sur lesquels l'acide sulfurique agisse, ce sont l'acide nitrique et l'acide nitreux ; il décompose en partie le premier, lorsqu'il est concentré, en absorbant une partie de l'eau qu'il renferme ; il se combine avec le second, et forme un composé cristallin qui n'a point encore été examiné (188).

L'acide sulfurique étendu d'eau agit souvent de la même manière que l'acide sulfurique concentré, mais toujours avec moins d'énergie. Quelquefois cependant l'action de l'acide étendu diffère entièrement de celle de l'acide concentré, parce que l'eau est décomposée.

190. *Analyse.* Lorsqu'on fait passer un courant de vapeurs d'acide sulfurique à travers un tube de porcelaine d'un très-petit diamètre, l'acide est décomposé et donne 2 volumes d'acide sulfureux et 1 volume d'oxigène ; or, nous verrons que l'acide sulfureux renferme un égal volume d'oxigène, et qu'il est composé de parties égales

d'oxigène et de soufre; par conséquent, l'acide sulfurique est formé de 3 d'oxigène et de 2 de soufre, ou de 0,60 oxigène et 0,40 soufre; sa molécule est formée de 3 molécules d'oxigène et de 1 molécule de soufre, et son poids est 5.

191. *Usages.* De tous les acides, c'est l'acide sulfurique dont les usages sont les plus multipliés; on l'emploie dans la fabrication de tous les autres acides, dans la fabrication des soudes artificielles, de l'alun, du sulfate de fer, de cuivre, dans la teinture, le tannage des peaux, et pour former un grand nombre de produits particuliers.

192. *Histoire.* L'acide sulfurique a été découvert, vers la fin du 15e siècle, par Bazile Valentin; on l'obtenait d'abord en distillant le sulfate de fer.

2° *Acide Sulfureux.*

193. *Propriétés Physiques.* Gaz incolore, odeur forte et piquante; excite la toux; il rougit d'abord la teinture de tournesol, mais la couleur passe bientôt à celle du vin paillet; sa pesanteur spécifique est de 2,00; il n'éprouve aucune altération par les fluides impondérables.

194. *État Naturel.* L'acide sulfureux existe dans la nature; mais on ne le rencontre jamais que dans le voisinage des volcans.

195. *Préparation.* On peut obtenir l'acide sulfureux par la combustion directe du soufre dans l'air, mais alors il est mêlé avec de l'azote : pour l'obtenir pur, on pourrait brûler le soufre dans l'oxigène; mais le procédé le plus simple consiste à soumettre à l'action de la chaleur, dans une cornue de verre, du mercure et de l'acide sulfurique : l'acide se divise en deux parties, l'une se décompose en acide sulfureux qui se dégage, et en oxigène qui oxide le mercure; l'autre se combine avec l'oxide de mercure, et forme du sulfate qui reste dans la cornue; l'acide sulfureux doit se recueillir dans des cloches pleines de mercure, car il est très-soluble dans l'eau.

196. *Propriétés Chimiques.* L'oxigène et l'air n'ont aucune action sur l'acide sulfureux, à une température quelconque. L'hydrogène et le carbone le décomposent à une température élevée : pour décomposer l'acide sulfureux par l'hydrogène, on fait passer un courant de ces deux gaz à travers un tube de porcelaine incandescent; les produits sont de l'eau et du

soufre, et, si l'hydrogène est en excès et que la température ne soit pas très-élevée, il se forme en même temps de l'acide hydro-sulfurique. C'est en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers un tube de porcelaine incandescent, renfermant du charbon, qu'on peut décomposer cet acide par le carbone; les produits sont du soufre et de l'acide carbonique. Le bore et le phosphore jouissent probablement aussi de la propriété de décomposer l'acide sulfureux. Le chlore en dissolution le fait passer, par la décomposition de l'eau, à l'état d'acide sulfurique, en même temps qu'il se transforme lui-même en acide hydro-chlorique. L'azote, le soufre, l'iode et le sélénium sont sans action sur l'acide sulfureux.

L'acide sulfureux se dissout facilement dans l'eau; ce liquide sous la pression ordinaire, et à la température de 20°, en absorbe 44 fois son volume, (Théod. de Saussure); à la température de 100° elle le laisse dégager. Pour dissoudre l'acide sulfureux dans l'eau, on peut se servir de l'appareil de Wolf (*fig.* 16): on introduit de l'eau distillée dans les flacons, et dans le ballon on met de l'acide sulfurique et de la sciure de bois; on chauffe légèrement, il se dégage en même temps de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique; mais comme l'affinité de l'eau pour l'acide carbonique est très-petite, celui qui se dissout d'abord est chassé par l'acide sulfureux, de sorte qu'il n'en reste point en dissolution.

L'acide sulfureux décompose l'acide nitreux humide et se transforme en acide sulfurique (188). L'acide sulfureux décompose aussi l'acide nitrique et l'acide chlorique.

197. *Analyse.* Lorsqu'on brûle du soufre dans l'oxigène pur, on obtient un égal volume d'acide sulfureux; or, comme la densité de l'acide sulfureux est double de celle de l'oxigène, il s'ensuit que l'acide sulfureux est composé de parties égales d'oxigène et de soufre; on peut regarder sa molécule comme étant formée d'une molécule de soufre et de 2 d'oxigène; son poids sera 3.

198. *Usages.* L'acide sulfureux est employé pour blanchir la soie, la laine; et, en médecine, contre les maladies de la peau. L'acide sulfureux est connu de toute antiquité.

3° *Acide Hypo-Sulfurique.*

199. L'acide hypo-sulfurique est liquide, renferme toujours de l'eau; il est sans

couleur et sans odeur ; lorsque sa densité est de 1,347, il se décompose spontanément dans l'air. Pour obtenir cet acide, on fait passer un courant d'acide sulfureux à travers de l'eau, tenant en suspension du peroxide de manganèse ; il se forme une dissolution neutre composée de sulfate et d'hypo-sulfate de manganèse : on met dans la dissolution un excès de barite ; le manganèse est précipité, il se forme un sulfate et un hypo-sulfate de barite ; mais comme le premier est insoluble, le dernier seul reste en dissolution ; on filtre, on sature, et on précipite l'excès de barite par un courant d'acide carbonique, après quoi on fait cristalliser l'hypo-sulfate de barite, on le dissout dans l'eau et on précipite la barite par l'acide sulfurique : lorsque la liqueur n'est plus troublée ni par l'acide sulfurique, ni par la barite, il ne reste plus qu'à concentrer l'acide d'abord à une douce chaleur, et ensuite dans le vide.

200. L'acide hypo-sulfurique se combine avec l'eau en toute proportion, et forme avec les oxides métalliques des sels que nous examinerons plus tard. Par l'analyse de l'hypo-sulfate de barite on a trouvé que l'acide hypo-sulfurique était formé de 100 parties de soufre et de 125 d'oxigène ; ainsi sa molécule est formée de 2 molécules de soufre et de 5 d'oxigène, et son poids est 9. On pourrait aussi regarder cet acide comme composé de parties égales d'acide sulfureux et d'acide sulfurique. Il a été découvert par MM. Welter et Gay-Lussac ; il est sans usage.

4° *Acide Hypo-Sulfureux.*

201. L'acide hypo-sulfureux est un acide qui n'existe qu'en combinaison avec les oxides métalliques ; aussitôt qu'on les précipite, l'acide hypo-sulfureux se transforme en acide sulfureux et en soufre. Cet acide se forme lorsqu'on met certains métaux, particulièrement le fer, en contact avec l'acide sulfureux en dissolution dans l'eau ; par l'analyse de ses sels, on a trouvé que l'acide hypo-sulfureux était composé de 100 parties de soufre et de 50 d'oxigène ; on peut donc considérer sa molécule comme étant formée d'une molécule d'oxigène et d'une molécule de soufre ; son poids serait représenté par 3. On pourrait aussi le regarder comme composé d'une partie de soufre et de 2 parties d'acide sulfureux.

E. *Acide Iodique.*

202. L'acide iodique est solide, blanc, incolore, d'une saveur aigre et astringente ; il rougit d'abord les couleurs bleues végétales et les détruit ensuite ; sa densité est inconnue, on sait seulement qu'elle est plus grande que celle de l'acide sulfurique concentré. A une température voisine de celle de l'ébullition des huiles fixes, il entre en fusion et se décompose en oxigène et en iode.

203. On l'obtient en faisant passer un courant d'oxide de chlore sec sur de l'iode; pour cela, on introduit dans un tube de verre, fermé par une de ses extrémités, du chlorate de potasse et de l'acide hydro-chlorique; on adapte à l'orifice de ce tube un autre plus petit, recourbé, destiné à conduire l'oxide de chlore dans un cylindre renfermant des fragmens de chlorure de chaux; enfin, de ce cylindre part un tube qui doit introduire le gaz dans un petit ballon renfermant l'iode; les proportions les plus convenables sont 2 parties ½ de chlorate de potasse, 10 d'acide hydro-chlorique et une d'iode. L'oxide de chlore desséché se décompose, il se forme en même temps de l'acide iodique et du chlorure d'iode; ce dernier étant très-volatil, on le sépare facilement par l'action de la chaleur.

204. L'acide iodique est légèrement déliquescent, très-soluble et facilement décomposé par la plupart des corps combustibles; chauffé avec le charbon, le sucre, les résines, le soufre, il détone fortement; il est décomposé par tous les acides qui peuvent se combiner avec une nouvelle quantité d'oxigène.

205. Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique, phosphorique ou nitrique, concentré dans une dissolution également concentrée d'acide iodique, il se forme un précipité cristallin qui paraît composé d'eau et des deux acides employés; l'acide iodo-sulfurique fond à une douce chaleur et cristallise par le refroidissement en rhomboïdes d'un jaune pâle; soumis à une température plus élevée, il se sublime et se décompose en partie. Les acides iodo-phosphorique et iodo-nitrique jouissent des mêmes propriétés; seulement, ce dernier se décompose à une température moins élevée. Ces acides agissent sur les métaux avec une très-grande énergie; mis en contact avec les oxides métalliques, les acides élémentaires qui les constituent se séparent.

206. On détermine la composition de l'acide iodique de la même manière que celle de l'acide chlorique; 100 parties d'iodate de potasse sec, décomposées par la chaleur, donnent 22,59 d'oxigène et 77,41 d'iodure de potassium composé de 58,93 d'iode et de 18,47 de potassium; or, cette quantité de potassium absorbe, pour passer à l'état de protoxide, 3,77 d'oxigène; donc, l'acide iodique est composé de 22,59 moins 3,77, ou 18,82 d'oxigène et de 58,93 d'iode, ou de 0,24 d'oxigène et de 0,76 d'iode; la molécule d'acide iodique est formée d'une molécule d'iode et de 5 molécules d'oxigène, en prenant 15,62 pour poids de la molécule d'iode; le poids de la molécule d'acide iodique sera alors représentée par 20,62.

207. L'acide iodique a été découvert par M. Gay-Lussac, mais c'est M. Davy qui, le premier, l'a obtenu pur. Cet acide n'existe point dans la nature; il est sans usage.

F. *Acide Sélénique.*

208. L'acide sélénique est solide, blanc, très-sapide, rougit fortement les couleurs

bleues végétales ; à une température qui n'est pas très-élevée, il se volatilise sans se fondre ; il est indécomposable par la chaleur. Il n'existe point dans la nature ; on peut l'obtenir en brûlant du sélénium dans l'oxigène, ou en traitant, à une douce chaleur, le sélénium par l'acide nitrique concentré ; l'acide nitrique se décompose et le sélénium s'acidifie ; l'opération est terminée lorsque tout le sélénium est dissout, alors il ne reste plus qu'à évaporer jusqu'à siccité pour chasser l'eau et l'excès d'acide nitrique. L'acide sélénique attire l'humidité de l'air ; il est très-soluble dans l'eau froide et dans l'eau bouillante ; l'eau chaude saturée d'acide sélénique, en refroidissant, le laisse déposer en grains et en prismes, suivant que le refroidissement est plus ou moins rapide. Il est probable que le bore et le carbone le décomposeraient à une température élevée. On parvient facilement à analyser l'acide sélénique par le même procédé que l'acide phosphoreux (184). Il est composé de 0,29 de sélénium et de 0,71 d'oxigène, en prenant 5,125 pour poids de la molécule de sélénium ; la molécule d'acide sélénique est formée de 2 molécules d'oxigène et de 1 molécule de sélénium, et son poids est de 7,125. Cet acide a été découvert par M. Berzélius ; il est sans usage.

G. *Acide Borique.*

209. *Propriétés Physiques.* L'acide borique est un corps solide, sans couleur et sans odeur ; sa saveur est faible ; il ne rougit que légèrement les teintures bleues végétales ; soumis à l'action de la chaleur, il se fond ; au-dessous de la chaleur rouge, il est visqueux ; à une température plus élevée, il est liquide comme de l'eau ; quelle que soit l'intensité de la chaleur, il ne se volatilise et ne se décompose point. Lorsqu'on fait passer un courant galvanique à travers un petit fragment d'acide borique humide, on aperçoit à l'extrémité du fil négatif une petite tache brune, due à une certaine quantité de bore qui a été séparée de l'oxigène.

210. *État Naturel.* L'acide borique existe en dissolution dans plusieurs lacs de Toscane, principalement dans ceux de Castel-Nuovo, de Monte-Cerboli et de Cherchiajo ; les eaux de ce dernier en renferment jusqu'à $\frac{9}{100}$. On le rencontre aussi dans plusieurs lacs des Indes, mais il y est combiné avec la soude.

211. *Préparation.* On extrait maintenant l'acide borique, pour les besoins du commerce, des eaux qui le tiennent en dissolution, en les faisant évaporer jusqu'à siccité ; l'acide borique ainsi obtenu n'est jamais pur,

il a une teinte d'un gris sale, et renferme du sulfate de soude, quelques matières terreuses, et souvent de l'oxide de cuivre qui provient des chaudières dans lesquelles on a fait évaporer les eaux.

Lorsqu'on veut obtenir de l'acide borique parfaitement pur, on l'extrait du sous-borate de soude (borax). Pour cela on dissout ce sel dans six fois son poids d'eau bouillante, et l'on verse successivement, et par petites portions, dans la liqueur chaude, de l'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il y en ait un léger excès, ce que l'on reconnaît facilement au moyen de la teinture de tournesol; le sous-borate de soude est décomposé, il se forme du sulfate acide de soude très-soluble qui reste en dissolution, et l'acide borique cristallise par le refroidissement en paillettes micacées; on sépare l'acide borique par un filtre de la liqueur surnageante, et comme il renferme toujours une certaine quantité de sulfate de soude et d'acide sulfurique, on le purifie en le faisant dissoudre dans l'eau bouillante; par le refroidissement, il se précipite séparé de ces deux substances étrangères. L'acide borique, sous la forme de lames micacées, n'est point encore parfaitement pur; il renferme encore une matière grasse, animale, à laquelle il doit sa forme: pour le purifier, il faut le faire fondre dans un creuset de platine; la matière animale est détruite par l'action de la chaleur, et l'acide borique ne cristallise plus en paillettes, mais en prismes dont la forme n'a point encore été reconnue.

212. *Propriétés Chimiques.* L'acide borique n'est décomposé par aucun des corps précédemment examinés; l'eau en dissout $\frac{1}{35}$ de son poids à la température de 10°, et $\frac{1}{13}$ à la température de 100°. L'acide borique récemment fondu est transparent; mais, placé dans l'air humide, il absorbe une portion de l'eau qu'il renferme, et perd sa transparence.

213. *Analyse.* Par l'analyse du borate d'ammoniaque, M. Berzélius a trouvé que l'acide borique était composé de 74,17 d'oxigène et de 25,83 de bore; en regardant cet acide comme formé de 2 molécules d'oxigène et d'une de bore, le poids de la molécule de ce dernier sera représenté par 0,696, et celui de l'acide borique par 2,696.

214. *Usages.* L'acide borique impur, tel qu'on l'extrait des lacs de Toscane, est employé pour faire directement le borax; pur, on l'emploie

dans les laboratoires pour faire l'analyse des pierres qui renferment de la potasse ou de la soude ; on en fait aussi usage en médecine comme sédatif.

215. *Histoire.* L'acide borique a été découvert, en 1702, par Homberg, en distillant un mélange de borax et de sulfate de fer (couperose). Lemery le jeune l'obtint en traitant le borax par les acides ; en 1808, MM. Gay-Lussac et Thénard parvinrent à le décomposer. On le désignait autrefois sous le nom de Sel Sédatif.

H. *Acide Carbonique.*

216. *Propriétés Physiques.* L'acide carbonique est gazeux ; son odeur et sa saveur sont légèrement piquantes ; il rougit faiblement la teinture de tournesol ; sa pesanteur spécifique est de 1,5245 ; aussi on peut le transvaser dans l'air de la même manière que les corps liquides. Il est indécomposable par la chaleur. Un courant d'étincelles électriques le décompose en partie en oxigène et en oxide de carbone.

217. *État Naturel.* L'acide carbonique existe dans la nature à l'état de gaz en dissolution dans certaines eaux minérales, et combiné avec plusieurs oxides métalliques. A l'état de gaz, l'acide carbonique existe dans l'air atmosphérique, en très-petite proportion dans l'air libre, mais en très-grande quantité dans l'air des appartemens clos, où respirent un grand nombre de personnes ou d'animaux à sang chaud ; on le trouve aussi quelquefois mêlé avec très-peu d'air dans certaines grottes des terrains volcaniques ou calcaires de récente formation : ces grottes sont très-nombreuses dans le royaume de Naples : la plus remarquable est celle du Chien, ainsi désignée parce que les chiens qui y pénètrent sont asphyxiés. Elle est située au Sud-Est du lac d'Agnano, à peu de distance du rivage ; sa profondeur est de 12 pieds, sa largeur de 4 à 5 ; le sol est couvert d'une couche d'air de 8 pouces d'épaisseur, composée de 0,10 d'oxigène, 0,40 d'acide carbonique et de 0,50 d'azote ; cette couche, par la grande quantité d'acide carbonique qu'elle renferme, étant impropre à la respiration, asphyxie les animaux qui y sont plongés. (Spalanzani, Voyage dans

les Deux-Siciles, tom. Ier). Les cuves en bois ou en maçonnerie dans lesquelles des substances vineuses ou des huiles ont séjourné long-temps, sont souvent remplies d'acide carbonique. On voit d'après cela qu'il est quelquefois dangereux de pénétrer dans les lieux bas inhabités, où l'air n'ayant point un accès facile, ne se renouvelle pas ; mais comme l'air qui renferme assez d'acide carbonique pour être impropre à la respiration, l'est également à la combustion, on peut facilement, en se faisant précéder par une bougie allumée, reconnaître si l'air dans lequel on va pénétrer est respirable. L'acide carbonique se trouve aussi en dissolution dans quelques eaux, certaines en contiennent plusieurs fois leur volume ; telles sont les eaux minérales de Seltz, de Spa, de Pyrmont ; enfin, l'acide carbonique existe en très-grande quantité, combiné avec la chaux, la soude, la barite et les oxides de fer, de plomb, de zinc et de cuivre.

218. *Préparation.* On peut obtenir l'acide carbonique par la combustion du charbon dans l'air, mais alors il est mêlé avec l'azote ; on peut l'obtenir pur par la combustion du charbon dans l'oxigène pur, par la calcination de plusieurs carbonates : mais de tous les procédés le plus facile à exécuter consiste à introduire dans un flacon à deux tubulures (*fig.* 26) de l'eau et du marbre pulvérisé, à verser par le tube de sûreté de l'acide hydro-chlorique ou de l'acide nitrique : cet acide s'empare de la chaux, l'acide carbonique se dégage par le tube recourbé, et se recueille sous des cloches pleines d'eau ou de mercure : on pourrait, au lieu de marbre, employer de la craie pulvérisée ; mais l'action serait trop vive à cause du peu de cohésion de cette substance, la liqueur serait soulevée et il arriverait souvent qu'elle passerait par le tube : on pourrait aussi, à la rigueur, remplacer l'acide nitrique ou hydro-chlorique par l'acide sulfurique ; mais ce dernier formant avec la chaux un sel insoluble, le sulfate de chaux qui se produirait d'abord recouvrirait les fragmens de craie, et les soustrairait à l'action de l'acide ; de sorte qu'il faudrait agiter presque continuellement la matière pour que la décomposition ne s'arrêtât pas.

219. *Propriétés Chimiques.* L'acide carbonique n'est combustible dans aucune circonstance ; il éteint les corps en combustion, et asphyxie les animaux qui le respirent en trop grande quantité. Parmi les corps simples

non métalliques il n'en est que deux qui le décomposent, l'hydrogène et le carbone, (probablement le bore le décomposerait aussi, mais l'expérience n'en a point été faite). Pour décomposer l'acide carbonique par l'hydrogène, on fait passer un courant de ces deux gaz dans un tube de porcelaine incandescent : les produits sont de l'eau et de l'oxide de carbone. La manière la plus commode de disposer l'appareil, est d'adapter à une des extrémités du tube de porcelaine placé dans un fourneau à réverbère, deux vessies à robinets, l'une pleine d'hydrogène, et l'autre d'acide carbonique, et à l'autre extrémité une allonge communiquant avec un ballon environné de linges mouillés, et garni d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau. Lorsque le tube est incandescent, en ouvrant les deux robinets et comprimant les vessies, on force les gaz à passer dans le tube de porcelaine : l'eau se condense dans le ballon, et l'oxide de carbone se rend dans la cloche. Pour décomposer l'acide carbonique par le charbon, on peut employer l'appareil (*fig.* 47). On introduit du charbon dans le tube de porcelaine A B, et de l'acide carbonique dans la vessie N : lorsque le tube est rouge, par la pression, on fait passer le gaz d'une vessie dans l'autre en le forçant à traverser le charbon incandescent. Par cette décomposition, l'acide carbonique se transforme en oxide de carbone.

L'eau à la température et sous la pression ordinaire dissout à peu près un égal volume d'acide carbonique ; cet acide se dégage complétement dans le vide, ou à la température de 100°. Lorsqu'on augmente la pression, on peut faire dissoudre dans l'eau jusqu'à cinq ou six fois son volume de gaz acide. Comme c'est une opération que l'on pratique dans la fabrication des eaux minérales artificielles, nous allons décrire l'appareil dont on se sert.

A (*fig.* 74) est un réservoir cylindrique, en cuivre, terminé inférieurement par des appendices au moyen desquels on peut le fixer sur une table ; le couvercle B qui se monte à vis est garni d'un robinet *a* et d'une pompe foulante et aspirante C. Le corps de pompe est garni d'un tuyau horizontal D, sur lequel se monte à vis une vessie pleine d'acide carbonique ; il renferme aussi deux soupapes *m* et *n* : la première, qui

s'ouvre par une pression de dehors en dedans, sert à introduire dans le corps de pompe le gaz contenu dans la vessie M ; l'autre, qui s'ouvre par une pression de haut en bas, est destinée à introduire le gaz dans le réservoir A. Le robinet *a* est garni d'un tube de cuivre E qui descend au-dessous d'une grille percée d'un grand nombre de trous, solidement fixée à une petite distance du fond du réservoir. Les robinets F et G, situés l'un à la partie supérieure, l'autre à la partie inférieure du réservoir, servent, le premier, à dégager l'air du réservoir lorsqu'on le remplit d'eau ; le second, à enlever l'eau saturée. Pour se servir de cet appareil, on commence par enlever la pompe, et, au moyen d'un entonnoir dont le bec s'engage dans le tuyau E, on introduit de l'eau dans le réservoir dont l'air se dégage par le robinet F ; ensuite on place la pompe, on ferme le robinet F, on ouvre celui de la vessie, et en faisant monter et descendre le piston, le gaz renfermé dans la vessie passe dans le corps de pompe, et de là dans le tuyau E, se dégage sous la grille, et traverse la masse d'eau en bulles très-petites.

Lorsque l'eau est suffisamment saturée de gaz, on adapte au robinet G un ajutage recourbé H qui s'enfonce jusqu'au fond de la bouteille que l'on veut remplir d'eau gazeuse ; un bouchon de liége très-conique *b*, à travers lequel passe le tube vertical de l'ajutage, sert à fermer exactement la bouteille ; l'air se dégage par une petite rainure terminée par une soupape retenue par un ressort ; lorsque la bouteille est remplie, on enlève rapidement l'ajutage et on la ferme avec un bouchon qu'on assujettit avec du fil de fer.

220. *Analyse.* Lorsqu'on fait brûler du charbon dans de l'oxigène pur, on obtient un volume d'acide carbonique égal à celui de l'oxigène. On peut faire cette expérience en introduisant un fragment de charbon dans une cloche pleine d'oxigène et l'enflammant au moyen des rayons solaires concentrés par une forte lentille (*fig.* 46), ou au moyen de l'appareil (*fig.* 47), en plaçant du charbon dans le tube A B, un volume déterminé d'oxigène dans la vessie N, et faisant passer à plusieurs reprises l'oxigène sur le charbon incandescent. Il résulte de là, que les quantités relatives d'oxigène et de carbone qui constituent l'acide carbonique, sont représentées par la densité de l'oxigène, et la différence de la densité de l'acide carbonique et de l'oxigène : l'acide carbonique est donc formé de 72,32 d'oxigène et

de 27,68 de carbone. La molécule d'acide carbonique est formée de 2 molécules d'oxigène et de 1 molécule de carbone ; son poids est de 2,75.

221. *Usages.* L'acide carbonique est employé dans la fabrication de la céruse, dans celle des eaux minérales artificielles ; il joue un rôle très-important dans les phénomènes des corps organisés.

222. *Histoire.* C'est de tous les gaz le premier qui a été distingué de l'air atmosphérique ; on le désigna successivement sous les noms d'*air fixe*, d'*acide méphytique*, d'*acide aérien*, d'*acide crayeux*. C'est Lavoisier qui découvrit sa nature, et la proportion de ses principes constituans, proportions qui depuis cette époque n'ont éprouvé que de très-légères modifications.

§ II.

Acides Hydrogénés ou Hydracides.

223. Les acides hydrogénés sont au nombre de quatre, savoir (1) :

L'Acide Hydro-Chlorique.	L'Acide Hydriodique.
L'Acide Hydro-Sulfurique.	L'Acide Hydro-Sélénique.

A. *Acide Hydro-Chlorique.*

224. *Propriétés Physiques.* L'acide hydro-chlorique est un gaz incolore ; son odeur est très-piquante ; mis en contact avec l'air, il forme des vapeurs blanches ; il rougit fortement la teinture de tournesol, et les autres couleurs bleues végétales ; sa pesanteur spécifique est de 1,247.

La chaleur ne le décompose point ; mais un courant d'étincelles électriques le décompose en partie en chlore et en hydrogène, et cependant une étincelle électrique détermine la combinaison d'un mélange de chlore et d'hydrogène.

(1) Nous devrions peut-être placer ici l'acide hydro-cyanique, mais nous avons pensé qu'il était plus convenable d'en renvoyer l'étude, ainsi que celle de toutes les autres combinaisons du cyanogène, à la chimie animale.

225. *État Naturel.* L'acide hydro-chlorique se trouve à l'état de vapeurs dans tous les terrains volcaniques, et surtout dans le voisinage des volcans en activité; M. Vauquelin l'a trouvé libre dans une lave du Puy de Sarcouy, chaîne du Puy-de-Dôme; mais c'est principalement en combinaison avec l'oxide de sodium que l'on rencontre l'acide hydro-chlorique.

226. *Préparation.* C'est en traitant le sel marin par l'acide sulfurique qu'on obtient l'acide hydro-chlorique; le sel marin est une proto-chlorure de sodium, c'est-à-dire, une combinaison de chlore et du métal sodium. Par la décomposition de l'eau de l'acide sulfurique, ce métal s'oxide, se combine avec l'acide sulfurique, et l'hydrogène de l'eau décomposée, en se combinant avec le chlore, forme l'acide hydro-chlorique.

Dans les laboratoires cette préparation peut se faire dans des vases de verre; on emploie parties égales de sel marin et d'acide sulfurique; on introduit d'abord le sel marin dans une fiole à médecine ou dans un ballon garni d'un tube de sûreté et d'un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines de mercure; on verse l'acide par le tube de sûreté, et on fait chauffer. Comme ce gaz est très-soluble dans l'eau, c'est toujours en dissolution dans ce liquide qu'on l'emploie: pour l'obtenir dans cet état, on peut se servir de l'appareil (*fig.* 46); on met dans le ballon le sel marin, de l'eau distillée dans les flacons, et lorsque les luts sont secs, on verse l'acide sulfurique étendu du tiers de son poids d'eau par un tube de sûreté semblable à celui de la figure 13; l'acide hydro-chlorique se dégage, sature d'abord l'eau du premier flacon, et successivement celle des flacons suivans. Comme l'affinité de l'acide hydro-chlorique pour l'eau est très-considérable, on ne doit faire plonger les tubes dans l'eau des flacons que de quelques millimètres; la dissolution se fait tout aussi bien, et l'on évite une pression sous laquelle il est rare que l'appareil ne perde pas. A la fin de l'opération on verse de l'eau chaude par le tube de sûreté, pour que le sulfate de soude ne s'attache point aux parois du ballon et puisse s'enlever facilement: 1 kilogramme de sel marin suffit pour saturer 700 grammes d'eau.

Pour obtenir en grand l'acide hydro-chlorique, on se sert d'une chaudière de fonte, fixée dans un fourneau, et recouverte par un dôme en

terre cuite, garni de plusieurs tubulures auxquelles sont adaptés des tubes de verre d'un demi-pouce de diamètre intérieur, destinés à conduire l'acide dans une série de jarres en grès, et de la dernière, hors de l'atelier; on introduit d'abord le sel dans la chaudière, de l'eau dans les jarres de manière que les tubes ne plongent pas dans ce liquide, mais ne soient séparés de sa surface que par quelques millimètres; on lute, et on verse l'acide par un tube de sûreté en plomb : le gaz se dégage, et se combine avec l'eau renfermée dans les jarres; la saturation se fait presque aussi facilement que si les tubes plongeaient dans l'eau; car l'affinité de ce liquide pour l'acide hydro-chlorique est très-grande, et l'eau devenant plus pesante à mesure qu'elle se sature davantage, tombe au fond des vases, de sorte qu'à la surface se trouve toujours le liquide le moins saturé : il y a un grand avantage à ne pas faire plonger les tubes dans l'eau, car il y a fort peu de pression, et, par conséquent, le gaz ne se dégage que par les issues qu'on lui a ménagées. A la fin de chaque opération on retire le sulfate de soude par une porte du dôme. Le fer étant attaqué par les acides sulfurique et hydro-sulfurique, il en résulte que la chaudière de fonte doit s'user rapidement; mais comme pourtant elle dure encore plusieurs mois, il y a une très-grande économie à cause des masses sur lesquelles on opère.

L'acide hydro-chlorique qu'on rencontre dans le commerce est ordinairement coloré en jaune par une certaine quantité de fer; on peut facilement le purifier par la distillation.

227. *Propriétés Chimiques.* Le gaz hydro-chlorique est sans action sur tous les corps simples non métalliques. Parmi les composés non acides, il ne se combine qu'avec l'ammoniaque et l'eau : il ne sera question de la première combinaison que quand nous parlerons des sels. Le gaz hydro-chlorique a une si grande affinité pour l'eau, que lorsqu'on débouche dans ce liquide un flacon plein de ce gaz parfaitement pur, l'eau s'y précipite comme dans le vide. A la température de 20°, et sous la pression barométrique de 0,m76, l'eau dissout 464 fois son volume d'acide hydro-chlorique, ou les ¾ de son poids; sa densité est de 1,208. L'acide hydro-chlorique liquide est incolore, il répand dans l'air des fumées blanches

dues à l'absorption de la vapeur d'eau ; l'eau saturée d'acide bout à 77° ; lorsque sa densité est 1,075, l'ébullition n'a lieu qu'à 109°. Nous plaçons ici un tableau des densités des différens mélanges d'acide hydro-chlorique et d'eau, d'après M. E Davy.

QUANTITÉ D'ACIDE.	QUANTITÉ D'EAU.	DENSITÉ.
42,43	57,57	1,21
40,80	59,20	1,20
38,38	61,62	1,19
36,36	63,64	1,18
34,34	65,66	1,17
32,32	67,68	1,16
30,30	69,70	1,15
28,28	71,72	1,14
26,26	73,74	1,13
24,24	75,76	1,12
22,22	77,78	1,11
20,20	79,80	1,10
18,18	81,82	1,09
16,16	83,84	1,08
14,14	85,86	1,07
12,12	87,88	1,06
10,10	89,90	1,05
8,08	91,92	1,04
6,06	93,94	1,03
4,04	95,96	1,02
2,02	97,98	1,01

Il paraît, d'après M. Dulong, que l'acide hydro-chlorique se combine avec l'acide phosphorique. L'acide qu'on désigne sous le nom d'Eau Régale ou d'Acide hydro-chloro-nitrique, est formé des deux acides hydro-chlorique et nitrique, mêlés et non combinés. Ce mélange agit, comme nous le verrons plus tard, sur un grand nombre de corps qui ne sont attaqués ni par l'acide nitrique, ni par l'acide hydro-chlorique agissant isolément.

228. *Analyse.* Lorsqu'on soumet à l'action de la lumière diffuse un mélange de parties égales en volume de chlore et d'hydrogène parfaitement secs, il en résulte, au bout d'un petit nombre de jours, de l'acide hydro-chlorique dont le volume est égal à ceux des gaz combinés (1) Il suit de là: 1° que l'acide hydro-chlorique est formé

(1) Pour faire cette expérience on prend un ballon et un flacon d'égales capacités qui peuvent exactement s'adapter l'un à l'autre. On remplit le ballon de chlore en faisant plonger jusqu'au fond un tube par lequel se dégage du chlore desséché par le chlorure de chaux ; lorsqu'on suppose que tout l'air a été chassé, on engage le col du ballon dans celui du flacon plein d'hydrogène sec, recueilli sur la cuve à mercure. L'appareil ne doit être exposé qu'à la lumière diffuse, car la lumière solaire produirait une violente détonation qui le briserait infailliblement.

d'un volume d'hydrogène et d'un volume de chlore sans condensation; 2° que la densité de l'acide hydro-chlorique est égale à la demi-somme des densités de ses élémens; 3° qu'il est formé en poids de 0,97 de chlore et de 0,03 d'hydrogène; sa molécule est composée d'une molécule de chlore et d'une molécule d'hydrogène, et son poids est représenté par 2,3817.

229. *Usages.* On emploie l'acide hydro-chlorique dans la fabrication du chlore, pour préparer l'hydro-chlorate d'étain, pour extraire la gélatine des os, pour faire l'eau régale et un grand nombre d'autres produits dont il sera parlé dans la suite.

230. *Histoire.* L'acide hydro-chlorique paraît avoir été découvert par Glauber; on l'a désigné pendant long-temps sous le nom d'Acide Muriatique. Alors on regardait le chlore comme une combinaison d'acide muriatique et d'oxigène, et on l'appelait Acide Muriatique Oxigéné; le protoxide de chlore portait le nom d'Acide Muriatique Sur-Oxigéné, qu'on donnait également à l'acide chlorique qu'on n'avait point encore pu obtenir isolé. Si on eût continué d'adopter cette nomenclature, il aurait été impossible de donner des noms convenables à trois autres combinaisons plus oxigénées que le protoxide de chlore, savoir : le deutoxide, l'acide chlorique et l'acide chlorique oxigéné.

B. *Acide Hydro-Sulfurique.*

231. *Propriétés Physiques.* L'acide hydro-sulfurique est un gaz incolore, d'une odeur fétide, analogue à celle des œufs pourris; sa densité est de 1,1912. Il agit sur l'économie animale avec une grande énergie; c'est un des gaz les plus délétères. Lorsqu'on le fait passer dans un tube incandescent, une partie se décompose en soufre et en hydrogène.

232. *État Naturel.* L'acide hydro-sulfurique existe dans un grand nombre d'eaux minérales, et c'est la présence de ce gaz qui leur donne leurs propriétés médicales. Il se forme pendant la putréfaction de la plupart de matières végétales et animales.

233. *Préparation.* On obtient l'acide hydro-sulfurique en soumettant à l'action d'une douce chaleur du sulfure d'antimoine et de l'acide hydro-chlorique : l'eau est décomposée, l'oxigène se combine avec l'antimoine,

et l'oxide d'antimoine avec l'acide hydro-chlorique, tandis que l'hydrogène s'empare du soufre abandonné par le métal, et forme de l'acide hydro-sulfurique. Cette opération peut se faire dans une cornue tubulée (*fig.* 19), garnie d'un tube de sûreté et d'un tube destiné à conduire le gaz sous des cloches pleines de mercure. On met le sulfure dans la cornue, et on verse l'acide par le tube de sûreté; l'acide hydro-sulfurique se dégage à une température très-peu élevée. On peut aussi employer le procédé suivant : on introduit dans un ballon 2 parties de fleur de soufre et 3 de limaille de fer, on mêle ces deux substances, et on verse dessus une quantité d'eau suffisante pour former une pâte liquide ; on fait chauffer légèrement pendant quelques instans : l'eau se décompose, il se forme de l'hydro-sulfate de fer, et la matière acquiert beaucoup de consistance ; si alors on ferme le ballon avec un bouchon garni d'un tube de sûreté et d'un tube recourbé pour conduire le gaz, et si l'on verse un acide quelconque par le tube de sûreté; à la température ordinaire, l'hydro-sulfate sera décomposé, et il se dégagera une grande quantité de gaz. Comme le gaz hydro-sulfurique est très-dangereux à respirer, même lorsqu'il est mêlé à une grande quantité d'air, il faut, lorqu'on le prépare, avoir un appareil pour dégager du chlore, dans le cas où les luts perdraient ; car le chlore le décompose instantanément à la température ordinaire, en formant de l'eau et un dépôt de soufre.

234. *Propriétés Chimiques.* L'acide hydro-sulfurique est combustible dans l'air et dans l'oxigène pur, par la présence d'un corps incandescent ou par une étincelle électrique. Lorsqu'on plonge une bougie allumée dans une cloche pleine d'acide hydro-sulfurique, la combustion a lieu avec dégagement de chaleur et de lumière, et il se forme de l'eau, de l'acide sulfureux et un dépôt de soufre ; lorsqu'on fait passer un étincelle électrique à travers un mélange d'oxigène et d'acide hydro-sulfurique, les produits de la combustion sont de l'eau, de l'acide sulfureux et de plus une certaine quantité de soufre, si le volume d'oxigène est plus petit qu'une fois et demi celui de l'acide hydro-sulfurique.

Le chlore et l'iode sont les seuls corps simples combustibles non métalliques qui décomposent l'acide hydro-sulfurique à la température or-

dinaire ; en faisant passer des bulles de chlore dans une cloche pleine d'acide hydro-sulfurique, il se forme de l'eau, et le soufre se dépose contre les parois de la cloche. Lorsqu'on fait passer un courant d'acide hydro-sulfurique dans de l'eau tenant de l'iode en dissolution ou seulement en suspension, il se forme de l'acide hydriodique, une partie du soufre se précipite et l'autre reste en suspension. On ne connaît point l'action des autres corps simples non métalliques sur l'acide hydro-sulfurique. Quant aux corps composés non métalliques qui ne jouissent point des propriétés acides, il est probable que ceux qui renferment du chlore et de l'iode le décomposent à une température plus ou moins élevée. Parmi ces corps il en est deux qui se combinent avec lui ; ce sont l'eau et l'ammoniaque. L'eau dissout à la température et sous la pression ordinaire 3 fois son volume de gaz acide hydro-sulfurique ; la dissolution est incolore, et peut s'obtenir en faisant passer l'acide à travers de l'eau renfermée dans des flacons d'un appareil de Wolf ; il faut, dans le dernier flacon, mettre de l'eau alcaline pour absorber le gaz qui n'a point été dissout dans les flacons précédens; la dissolution d'acide hydro-sulfurique dans l'eau est toujours troublée par la présence d'une certaine quantité de soufre qui reste en suspension. Son odeur et ses propriétés chimiques sont les mêmes que celles du gaz ; le gaz hydro-sulfurique en dissolution se dégage dans le vide ou dans l'air à la chaleur de l'ébullition. L'hydro-sulfate d'ammoniaque ne sera examinée que plus tard.

L'acide hydro-sulfurique décompose les acides nitreux, nitrique, chlorique, iodique, sulfureux et sulfurique ; il se forme de l'eau un dépôt de soufre, et l'acide oxigéné passe à un moindre degré d'oxigénation, ou bien son radical est mis à nu. Les acides chlorique, iodique et nitreux agissent instantanément et à la température ordinaire ; il en est de même de l'acide sulfureux humide ; mais lorsqu'il est sec, son action est très-lente, et lorsqu'il est dissout dans une grande quantité d'eau, il n'a plus d'action ; les acides nitrique et sulfurique n'agissent qu'autant qu'ils sont très-concentrés : à la température ordinaire, l'effet du premier se manifeste promptement, et celui du second dans un temps très-long.

235. *Analyse.* Pour analyser l'acide hydro-sulfurique, on introduit un volume déterminé de ce gaz dans une cloche courbe pleine de mercure (*fig.* 48), et, avec une tige de fer, on introduit dans la partie courbe un fragment d'étain ; au moyen d'une lampe à l'esprit de vin, on fait fondre l'étain et on le maintient en fusion pendant quelques minutes : le soufre est absorbé, et il reste un volume d'hydrogène égal à celui de l'acide employé. Il résulte de là que l'acide hydro-sulfurique renferme un égal volume d'hydrogène ; et qu'il est composé en poids d'une quantité d'hydrogène représentée par la pesanteur spécifique de ce gaz, et d'une quantité de soufre équivalente à la différence de la densité de l'acide hydro-sulfurique et de l'hydrogène, c'est-à-dire, de 1,1234 de soufre et de 0,0688 d'hydrogène, ou de 94 de soufre et de 6 d'hydrogène ; la molécule d'acide hydro-sulfurique est alors formée de 1 molécule de soufre et de 2 d'hydrogène ; son poids est de 2,06217.

236. *Usages.* L'acide hydro-sulfurique est employé en médecine et dans les laboratoires comme réactif.

237. *Histoire.* Ce gaz a été découvert par Schéele, en 1777.

C. *Acide Hydriodique.*

238. L'acide hydriodique est gazeux, incolore, d'une odeur très-piquante ; mis en contact avec l'air, il en absorbe l'humidité et forme des vapeurs blanches ; sa densité est de 4,4288. La chaleur rouge le décompose en partie.

239. Cet acide n'existe que combiné avec la potasse dans les fucus (1) et les éponges. On l'obtient en soumettant à l'action d'une douce chaleur de l'eau, et du phosphure d'iode, composé de 16 parties d'iode et 1 de phosphore (2) (147) ; l'eau est décomposée, et il se forme en même temps de l'acide phosphoreux, qui reste en dissolution, et de l'acide hydriodique, qui se dégage ; ce gaz ne peut être recueilli ni sur l'eau, ni sur le mercure, parce qu'il se dissout dans le premier, et que le second le décompose ; on

(1) Ces plantes marines, désignées ordinairement sous le nom de Varecs, sont de la famille des algues ; elles sont inarticulées, leur couleur varie du brun verdâtre au brun noir. Elles adhèrent aux rochers et sont rejetées sur le rivage par les flots. Les différentes espèces de fucus qui croissent sur les bords de la mer, dans les environs de Marseille, ne renferment point d'iode, du moins toutes celles que nous avons essayées n'en renfermaient point. Celles qu'on recueille en Normandie, et avec lesquelles on fait les soudes de *varecs*, en contiennent une assez grande quantité. C'est des eaux mères de ces soudes qu'on extrait tout l'iode qu'on trouve dans le commerce (51).

(2) Si on employait un phosphure renfermant plus d'iode, on obtiendrait un gaz coloré en rouge qui serait de l'acide hydriodique ioduré ; si le phosphure contenait plus de phosphore, on obtiendrait de l'hydrogène phosphoré et de l'acide hydriodique ; on doit aussi employer très-peu d'eau, car l'acide hydriodique étant très-soluble resterait en dissolution.

doit le recueillir dans un flacon étroit, plein d'air, au fond duquel on fait arriver le gaz par un tube adapté à l'orifice du petit ballon dans lequel on a mis l'iodure de phosphore et l'eau. Comme ce gaz est très-soluble dans l'eau, on peut facilement obtenir les dissolutions d'acide hydriodique en faisant passer un courant de ce gaz à travers de l'eau distillée; mais il vaut mieux faire passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers de l'eau dans laquelle on a mis de l'iode : l'acide hydro-sulfurique est décomposé, le soufre se précipite, et son hydrogène, en se combinant avec l'iode, forme de l'acide hydriodique, qui reste en dissolution; cependant, par ce procédé, il est presque impossible d'obtenir une dissolution limpide; car il reste toujours dans la liqueur une certaine quantité de soufre dont on ne peut se débarrasser que par la distillation.

240. L'acide hydriodique n'est décomposé par l'oxigène qu'à la chaleur rouge; en faisant passer un courant de ces deux gaz à travers un tube de porcelaine incandescent, il se forme de l'eau et des vapeurs d'iode. L'acide hydriodique éteint les corps en combustion. Il est décomposé à la température ordinaire par le chlore et les acides nitrique et sulfurique concentrés; le chlore donne naissance à de l'acide hydro-chlorique et à des vapeurs d'iode; les acides nitrique et sulfurique, à un dépôt d'iode et à du deutoxide d'azote ou à de l'acide sulfureux.

L'acide hydriodique a une très-grande affinité pour l'eau, aussi ce liquide peut en dissoudre un grand nombre de fois son volume. Une dissolution d'acide hydriodique, soumise à l'action de la chaleur, ne laisse dégager que de l'eau jusqu'à la température de 128°; sa densité est alors 1,7; au delà, la combinaison d'eau et d'acide se volatilise elle-même. Il se combine aussi avec l'iode, et forme un gaz coloré en rouge, qu'on nomme Acide Hydriodique Ioduré.

Le gaz hydriodique se combine à la température ordinaire avec l'hydrogène proto-phosphoré et l'hydrogène per-phosphoré. Les hydriodates d'hydrogène phosphoré sont solides, cristallins, volatils, décomposés par l'alcool, l'eau et tous les acides qui en renferment, et, enfin, par toutes les bases salifiables, c'est-à-dire, par les oxides métalliques et l'ammoniaque; dans tous les cas, l'acide hydriodique se combine avec l'eau ou la base salifiable; il se dégage de l'hydrogène proto-phosphoré et il se précipite du phosphore, si l'hydriodate renferme de l'hydrogène per-phosphoré. Lorsqu'on décompose l'hydriodate d'hydrogène proto-phosphoré par l'ammoniaque, le volume d'hydrogène proto-phosphoré qui se dégage est égal au volume d'ammoniaque absorbé; or, comme l'acide hydriodique se combine avec un égal volume d'ammoniaque, il en résulte que l'hydriodate d'hydrogène proto-phosphoré est composé d'un volume d'acide hydriodique et d'un volume d'hydrogène proto-phosphoré. Lorsqu'on décompose l'hydriodate d'hydrogène per-phosphoré par l'ammoniaque, le volume d'hydrogène proto-phosphoré qui se dégage n'est que la

moitié de celui de l'ammoniaque absorbé ; or , suivant plusieurs chimistes , l'hydrogène per-phosphoré en passant à l'état d'hydrogène proto-phosphoré ne change pas de volume : l'hydriodate d'hydrogène per-phosphoré serait alors composé d'un volume d'acide hydriodique et d'un demi-volume d'hydrogène per-phosphoré ; mais, suivant M. Thomson et M. Labillardière , l'hydrogène proto-phosphoré résulte d'un volume d'hydrogène per-phosphoré et d'un volume d'hydrogène condensés en un seul , et , par conséquent , un volume d'hydrogène per-phosphoré , en passant à l'état d'hydrogène proto-phosphoré , produirait un demi-volume de ce gaz ; il résulterait de là que l'hydriodate d'hydrogène per-phosphoré serait aussi composé de parties égales en volume des deux gaz. Les hydriodates d'hydrogène phosphoré ont été découvertes par M. Dulong.

241. Lorsqu'on met l'acide hydriodique en contact avec le mercure , l'iode est absorbé , et on obtient un volume d'hydrogène égal à la moitié de celui de l'acide ; par conséquent , l'acide hydriodique est composé d'une quantité d'hydrogène représentée par la moitié de la densité de l'hydrogène , et d'une quantité d'iode égale à la différence de la pesanteur spécifique de ce gaz , et de la moitié de celle de l'hydrogène ; c'est-à-dire , de 0,0344 d'hydrogène et de 4,3944 d'iode , ou de 0,08 d'hydrogène et de 0,92 d'iode , et sa molécule est formée de 2 molécules d'hydrogène et de 1 molécule d'iode ; son poids est de 15,744. Cet acide a été découvert par Gay-Lussac.

D. *Acide Hydro-Sélénique.*

242. Cet acide est gazeux , incolore ; son odeur est analogue à celle du gaz hydrogène sulfuré ; respiré à très-petite dose , il agit sur l'économie animale avec beaucoup plus d'énergie que l'hydrogène sulfuré (1) ; sa densité est inconnue. On peut obtenir l'acide hydro-sélénique en traitant par la chaleur le séléniure de fer par l'acide hydrochlorique : les phénomènes qui se développent dans la réaction de ces deux substances sont absolument analogues à ceux que nous avons décrits dans la préparation de l'hydrogène sulfuré ; le gaz doit être recueilli sur le mercure : par ce procédé , le seul qu'on ait employé jusqu'ici , l'acide hydro-sélénique est toujours mêlé avec un gaz combustible , insoluble dans l'eau et les alcalis , dont la nature n'est pas connue. L'acide hydro-sélénique est soluble dans l'eau , l'air en précipite le sélénium sous la forme d'une poudre rouge. Cet acide a été découvert par M. Berzélius ; il est sans usage.

---

(1) M. Berzélius ayant respiré un volume de gaz hydro-sélénique équivalant à celui d'un petit pois , ses yeux devinrent rouges et enflammés , l'odorat disparut complétement pendant cinq à six heures , un rhume violent se déclara et persista pendant quinze jours ; une seconde expérience , faite encore sur un très-petit volume de gaz mêlé d'air atmosphérique , produisit encore les mêmes effets , mais avec moins d'énergie.

§ III.

Acides Irréductibles.

243. Les acides irréductibles sont au nombre de deux, savoir : l'Acide Fluorique et l'Acide Silicique.

A. *Acide Fluorique.*

244. *Propriétés Physiques.* L'acide fluorique contient toujours de l'eau ; il est liquide, incolore, répand dans l'air des vapeurs blanches, très-piquantes ; il ne se congèle point à 40° au-dessous de zéro, son ébullition a lieu au-dessous de 30° ; sa pesanteur spécifique est inconnue ; il rougit fortement la teinture de tournesol ; mis en contact avec la peau, il la désorganise subitement ; les parties voisines deviennent blanches, douloureuses et forment une ampoule volumineuse qui se remplit de pus : une quantité d'acide à peine visible suffit pour produire ces phénomènes. L'acide fluorique est inaltérable par les fluides incoercibles.

245. *État Naturel.* L'acide fluorique n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec la chaux, l'alumine, l'oxide de cerium et l'ittria.

246. *Préparation.* C'est en traitant le fluate de chaux naturel (spath fluor) par l'acide sulfurique, qu'on obtient l'acide fluorique ; l'acide sulfurique s'empare de la chaux, et l'acide fluorique mis en liberté se dégage. On se sert pour cet objet de l'appareil (*fig.* 76) ; il consiste en une cornue de plomb, composée de deux parties qui emboîtent l'une dans l'autre, et d'un récipient courbe, également en plomb. On introduit dans la cornue, en la démontant, une pâte formée avec une partie de sulfate de chaux pulvérisée, et deux parties d'acide sulfurique concentré ; on lute les jointures des deux parties de la cornue, ainsi que celles de son col et du récipient ; on plonge ce dernier dans une capsule pleine de glace ou d'un mélange frigorifique, et on fait chauffer la cornue : l'acide fluorique se dégage en vapeurs et se condense dans le récipient. On ne

pourrait pas employer des vases de verre, parce que l'acide fluorique les attaque avec une grande facilité. L'acide fluorique doit être conservé dans des flacons de plomb ou d'argent; mais lorsqu'il est très-concentré on ne peut pas employer des vases de plomb, parce qu'ils ne ferment jamais exactement, et qu'ils laissent toujours dégager l'acide en vapeurs.

247. *Propriétés Chimiques.* L'acide fluorique est inaltérable à l'air, indécomposable par tous les corps connus; parmi les corps déjà étudiés, il en est trois avec lesquels il se combine, savoir: l'ammoniaque, l'eau et l'acide borique. La combinaison de l'acide fluorique et de l'ammoniaque ne sera examinée que plus tard.

L'eau et l'acide fluorique se combinent en toute proportion; cette combinaison est toujours accompagnée d'un grand dégagement de chaleur: lorsqu'on verse de l'acide fluorique concentré dans de l'eau, il se produit un sifflement analogue à celui qui accompagne l'immersion d'un fer rouge dans ce liquide; si l'on versait à la fois une grande quantité d'acide, la chaleur développée serait assez forte pour projeter le liquide à une grande distance; l'acide fluorique en dissolution agit de la même manière que l'acide concentré, seulement avec moins d'énergie.

L'acide fluorique se combine très-facilement avec l'acide borique, à la température ordinaire. L'acide fluo-borique est gazeux, incolore; son odeur est analogue à celle de l'acide hydro-chlorique; il est incombustible, impropre à la combustion; il rougit fortement la teinture de tournesol; sa densité est de 2,371. On l'obtient en mettant dans une fiole à médecine un mélange pulvérisé de 2 parties de fluate de chaux et de 1 partie de borax; on verse dessus 12 parties d'acide sulfurique concentré, on chauffe légèrement: le gaz ne tarde pas à se dégager; on le recueille sur le mercure; il est inaltérable par les fluides incoercibles, il produit des vapeurs épaisses dans l'air: c'est de tous les gaz le plus soluble; il charbonne les matières végétales et animales avec lesquelles on le met en contact; mais il n'attaque point le verre et ne désorganise point la peau comme l'acide fluorique. Il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard.

248. *Hypothèses sur sa Nature.* On a regardé pendant long-temps l'acide fluorique comme composé d'un radical qu'on a désigné sous le nom de Fluor, et d'une certaine quantité d'oxigène. En 1810 M. Ampère le considéra comme un acide hydrogéné, et désigna sa base par le nom de *Phtore*,

φθορως, *délétère* ; mais comme cet acide n'a jamais été décomposé, et que tous les faits s'expliquent également bien dans l'une et l'autre hypothèse (1), on doit regarder la question de la nature de l'acide fluorique comme irrésolue. Le poids de la molécule de l'acide fluorique, déterminé par la composition des fluates, est 2.

249. *Usages.* L'acide fluorique est employé pour graver sur verre : pour cela on commence par recouvrir le verre d'une couche très-mince d'un mélange de 3 parties de cire et de 1 de térébenthine, ou mieux encore du vernis dont on se sert pour graver sur le cuivre ; avec une pointe on découvre le verre là où l'on veut l'attaquer, et on le met dans une boîte de plomb où l'on fait arriver de l'acide fluorique en vapeur : en peu d'instans le verre est corrodé partout où il n'est pas recouvert ; au lieu de vapeurs on pourrait employer de l'acide très-étendu qu'on verserait sur le vernis.

250. *Histoire.* L'acide fluorique a été découvert par Schéele, en 1771. C'est à MM. Gay-Lussac et Thénard qu'est dû le procédé que nous avons indiqué pour sa préparation.

B. *Acide Silicique.*

251. D'après M. Berzélius nous avons rangé la silice au nombre des acides, parce que cette substance se combine avec presque tous les oxides métalliques, et forme des composés absolument analogues aux sels, et qu'elle a la plus grande analogie avec l'acide borique ; à la verité, elle ne rougit point la teinture de tournesol, mais c'est probablement parce qu'elle est insoluble. Nous avons placé l'acide silicique parmi les acides irréductibles, quoique MM. Berzélius, Humphry Davy et Stomeyer assurent l'avoir décomposé par le fer et le carbone, et par le potassium, à une haute température ; parce que le résultat de ces expériences n'est pas

(1) En admettant que l'acide fluorique soit un hydracide, on admet que le spath fluor est un fluorure de calcium, et que c'est par la décomposition de l'eau de l'acide sulfurique que le fluor passe à l'état d'acide, et le calcium à l'état de chaux.

encore généralement admis, et qu'au surplus le silicium n'aurait été obtenu qu'à l'état de combinaison avec le fer ou avec le potassium.

252. *Propriétés Physiques.* La silice ou acide silicique est une substance solide, blanche, rude au toucher; elle est infusible, inaltérable par les fluides incoercibles; sa densité est de 2,606.

253. *État Naturel.* Pure, elle constitue le cristal de roche; associée à quelques oxides métalliques, elle forme tous les silex; elle entre dans la composition de presque toutes les pierres dures, de presque tous les terrains : c'est une des substances les plus répandues dans la nature.

254. *Préparation.* La silice existe pure dans le cristal de roche, mais comme cette substance n'est pas très-commune, on l'extrait quelquefois du sable et des cailloux siliceux : pour cela, on prend 1 partie de sable ou de cailloux bien pulvérisés, et on la met dans un creuset de terre ou d'argent avec 2 parties d'hydrate de potasse : après une demi-heure d'une chaleur rouge obscure, on obtient une matière homogène, soluble dans l'eau, et dont l'acide hydro-chlorique précipite la silice sous la forme d'une substance blanche, gélatineuse (1), qui, pour être parfaitement pure, n'a besoin que d'être lavée, séchée et calcinée (2). Le poids de sa molécule, calculé d'après la composition des silicates, est 2.

255. *Usages.* Les usages de la silice sont nombreux et importans : combinée avec la chaux, elle forme les mortiers; avec les alcalis et les oxides métalliques, le verre; avec l'alumine, toutes les poteries, depuis la brique la plus grossière, jusqu'à la porcelaine.

256. *Propriétés Chimiques.* La silice n'a d'action que sur un seul des corps déjà examinés : sur l'acide fluorique.

La combinaison de ces deux corps est une substance gazeuse, acide, ayant une

(1) Cependant si le silicate de potasse était dissout dans une trop grande quantité d'eau, l'acide hydro-chlorique ne précipiterait pas immédiatement la silice; il faudrait évaporer la liqueur : parvenue à un certain degré de concentration, la silice se précipiterait sous la forme d'une gelée translucide.

(2) On peut aussi obtenir la dissolution de la silice dans la potasse à la chaleur de la lampe, en employant une certaine quantité d'eau, et faisant évaporer plusieurs fois jusqu'à siccité. Cette méthode est même beaucoup plus commode que de faire rougir le mélange de potasse et de silice, parce qu'il arrive très-souvent que le creuset se fond. On ne pourrait pas employer un creuset de platine, parce que ce métal est très-sensiblement attaqué par la potasse.

odeur analogue à celle de l'acide hydro-chlorique. Le gaz fluo-silicique répand des vapeurs blanches dans l'air, il est inaltérable par la chaleur ; on l'obtient par le même procédé que l'acide fluo-borique : on introduit dans une cornue de verre un mélange de 3 parties de fluate de chaux, 1 de sable et une quantité d'acide sulfurique concentré suffisante pour faire une pâte liquide. Le gaz se dégage à une température peu élevée ; on doit le recueillir sur le mercure. L'eau décompose l'acide fluo-silicique en deux parties : l'une, avec excès d'acide fluorique, reste en dissolution ; l'autre, avec excès d'acide silicique, se précipite en gelée translucide (1). Cet acide est sans usage ; d'après M. Berzélius, il est formé de 0,61 de silice et de 0,39 d'acide fluorique.

257. *Histoire*. Cette substance a été connue de toute antiquité ; elle a été long-temps désignée sous le nom de Terre Vitrifiable.

---

(1) Lorsqu'on veut dissoudre un grande quantité d'acide fluo-silicique dans l'eau, il faut mettre au fond du vase qui renferme ce liquide, une couche de mercure dans lequel on fait plonger l'extrémité du tube d'où se dégage le gaz ; sans cela le précipité qui se formerait à l'extrémité du tube, l'aurait bientôt obstrué.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE III.

Acides non Métalliques.

Acides Oxigénés.

ACIDE NITRIQUE.	P. P. Liquide, blanc, très-odorant; désorganise la peau; renferme toujours de l'eau. P. S. de 1,554 à 1,510. Bout à 86°, en se décomposant en partie; se congèle à 50°; se décompose totalement à une température très-élevée. La lumière solaire décompose en partie et colore celui qui est très-concentré. E. N. N'existe dans la nature que combiné avec la chaux, la potasse, la soude et la magnésie. P..... S'obtient en décompsant le nitrate de potasse par l'acide sulfurique. P. C. Se combine avec l'eau en toute proportion; convenablement étendu, l'ébullition n'a lieu qu'à 122°; il absorbe le deutoxide d'azote en quantité d'autant plus grande que l'acide est plus concentré; la dissolution est bleue, verte ou orangée, suivant que la quantité de gaz est plus considérable. L'acide nitrique est décomposé par tous les corps simples non métalliques, excepté l'oxigène, le chlore, l'azote et l'iode. A..... On détermine la composition de l'acide nitrique en introduisant dans une cloche du deutoxide d'azote, de l'oxigène et de l'eau; il est formé de 5 volumes d'oxigène et de 2 volumes d'azote, ou, en poids, de 0,73 d'oxigène et de 0,27 d'azote; sa molécule est formée de 5 molécules d'oxigène et de 2 molécules d'azote; son poids est de 6,768. Les usages de l'acide nitrique sont très-nombreux. Il a été découvert par Raymond-Lulle, en 1784, et décomposé par Cavendish; on le désignait sous le nom d'Esprit de Nitre, d'Eau Forte.
ACIDE NITREUX.	Liquide, jaune orangé, incolore à 20°. P. S. 1,451. Très-corrosif; bout à 28°; ses vapeurs sont jaunes rougeâtres. S'obtient en distillant le nitrate de plomb. Combiné avec l'eau, il présente les mêmes phénomènes de couleur que la dissolution de deutoxide d'azote dans l'acide nitrique; il jouit de toutes les autres propriétés chimiques de l'acide nitrique; on l'analyse en décomposant sa vapeur par le fer ou le cuivre à la chaleur rouge. Il est formé de 2 volumes d'oxigène et de 1 volume d'azote; sa molécule l'est de 2 molécules d'oxigène et de 1 molécule d'azote; son poids est de 2,884. Cet acide est connu depuis très-long-temps; mais on le regardait comme un gaz. C'est M. Dulong qui, le premier, l'a obtenu à l'état liquide.
ACIDE HYPO-NITREUX.	N'existe jamais qu'en combinaison avec les alcalis; se forme lorsqu'on met de l'oxigène et un excès de deutoxide d'azote en contact avec de l'eau alcaline. Il est formé de 3 volumes d'oxigène et de 2 volumes d'azote; sa molécule l'est de 3 molécules d'oxigène et de 2 d'azote; son poids est de 4,768. Il a été découvert par M. Gay-Lussac.
ACIDE CHLORIQUE.	Liquide, incolore; se décompose à une température élevée. Il se forme lorsqu'on fait passer un courant de chlore dans une dissolution alcaline; on l'obtient en dissolvant dans l'eau le chlorate de barite et précipitant cette base par l'acide sulfurique; on l'analyse en décomposant le chlorate de potasse par la chaleur. Sa molécule est formée de 2 molécules de chlore et de 5 d'oxigène; son poids est de 9,392. Il est sans usage.

ACIDE CHLORIQUE OXIGÉNÉ.	Liquide, incolore, renferme toujours de l'eau; volatil à 140°; s'obtient en décomposant, par l'acide sulfurique, le chlorate oxigéné de potasse à 140°; on l'analyse en décomposant par la chaleur le chlorate oxigéné de potasse. Sa molécule est formée de 2 molécules de chlore et de 7 d'oxigène; son poids est de 11,392. Il a été découvert par M. le comte F. Stadion.
ACIDE PHOSPHORIQUE.	Solide, vitreux, incolore, fusible à la chaleur rouge, volatil à une température plus élevée; un courant galvanique le décompose. Il n'existe dans la nature que combiné avec la chaux et plusieurs autres oxides métalliques. On l'obtient : 1° en brûlant le phosphore dans une cloche pleine d'air ou d'oxigène; 2° en brûlant le phosphore par l'acide nitrique; 3° en décomposant par la chaleur le phosphate d'ammoniaque; 4° en dissolvant le phosphate de barite dans l'acide nitrique faible et précipitant la barite par l'acide sulfurique. L'acide phosphorique est décomposé par le carbone et probablement par l'hydrogène et le bore; il se combine avec l'eau en toutes proportions. A la chaleur rouge, il en retient encore 1/5 de son poids. Il a été découvert par Margraff. Il est sans usage. Les analyses qui en ont été faites diffèrent beaucoup entre elles : d'après Berzélius, il est composé de 0,42 de phosphore et 0,58 d'oxigène.
ACIDE PHOSPHATIQUE.	Liquide, incolore; renferme toujours de l'eau; se décompose à 200° en hydrogène phosphoré et en acide phosphorique; n'existe point dans la nature. Il se forme par la combustion lente du phosphore dans l'air; il se combine avec l'eau en toute proportion; mis en contact avec les oxides métalliques, il se transforme en acide phosphorique et en acide phosphoreux. Il est composé de 0,47 de phosphore et de 0,53 d'oxigène. Il a été découvert par M. Sage; mais c'est Lavoisier qui le distingua de l'acide phosphorique.
ACIDE PHOSPHOREUX.	Solide, sans odeur; se décompose par la chaleur, et donne les mêmes produits que l'acide phosphatique; n'existe point dans la nature. On l'obtient en décomposant par l'eau le proto-chlorure de phosphore et faisant évaporer l'eau et l'acide hydro-chlorique. D'après M. Berzélius, l'acide phosphoreux est composé de 0,56 de phosphore et de 0,44 d'oxigène. Il a été découvert par M Dulong.
ACIDE HYPO-PHOSPHOREUX.	Liquide, incristallisable; décomposé par la chaleur en hydrogène phosphoré, phosphore et acide phosphorique; s'obtient en décomposant par l'eau le phosphure de barite; il se forme de l'hydrogène phosphoré qui se dégage, un phosphate qui se précipite, et un hypo-phosphite qui reste en dissolution; on en précipite la barite par l'acide sulfurique, et on fait évaporer à une douce chaleur et dans le vide. Cet acide décompose un grand nombre de corps brûlés; on l'analyse par le chlore. Il est composé de 0,72 de phosphore et de 0,28 d'oxigène. Il a été découvert par M. Dulong. Il est sans usage.
ACIDE SULFURIQUE.	P. P. Liquide, blanc; le plus concentré renferme 1/5 d'eau; il porte 66°. Sa densité est de 1,842. Il se vaporise à 300°; se décompose à une température élevée et par un courant galvanique. E. N. Existe quelquefois libre; ordinairement combiné avec la chaux, la barite et la strontiane. P.. .. S'obtient en mettant en contact l'acide sulfureux, le deutoxide d'azote, l'oxigène et l'eau. Pour cela, on fait arriver dans une chambre de plomb les gaz qui résultent de la combustion d'un mélange de soufre et de salpêtre : tantôt la combustion a lieu par un courant d'air, alors la chambre est garnie d'une cheminée, et l'eau, à l'état liquide, est déposée sur le sol de la chambre; tantôt la combustion a lieu seulement par la décomposition du nitre, alors la chambre est exactement fermée, et l'eau y est introduite en vapeurs. On concentre l'acide par la chaleur; on l'obtient parfaitement pur par la distillation.

*Suite de l'*ACIDE SULFURIQUE.	P. C. L'acide sulfurique se combine en toute proportion avec l'eau; il y a toujours dégagement de chaleur; avec la glace, il y a production de chaleur ou de froid, suivant les proportions. Tous les corps simples non métalliques, excepté l'azote, le chlore, l'iode et le sélénium, décomposent l'acide sulfurique. A.... On analyse l'acide sulfurique en le décomposant par la chaleur: il renferme 3 parties d'oxigène et 2 de soufre; sa molécule est composée de 3 molécules d'oxigène et de 1 de soufre; son poids est 5. U.... On l'emploie pour obtenir tous les autres acides: dans la fabrication de la soude, de l'alun, des sulfates de fer, de cuivre, etc. H.... Il a été découvert par Basile Valentin, à la fin du 15ᵉ siècle.
ACIDE SULFUREUX.	Gaz incolore, odeur forte. P. S. 2. Inaltérable par les fluides incoercibles; existe dans le voisinage des volcans; s'obtient en brûlant le soufre dans l'air, dans l'oxigène, ou mieux en décomposant l'acide sulfurique par le mercure. L'acide sulfureux n'absorbe point l'oxigène à l'état de gaz; il éteint les corps en combustion; il est décomposé à une température très-élevée par l'hydrogène et le carbone, et par le chlore humide ou en dissolution; l'eau en dissout 44 fois son volume dans les circonstances ordinaires. L'acide sulfureux décompose l'acide nitreux humide. Lorsqu'on brûle du soufre dans l'oxigène pur, on obtient un volume d'acide sulfureux égal à celui de l'oxigène employé. L'acide sulfureux est composé de parties égales d'oxigène et de soufre; sa molécule est formée de 2 molécules d'oxigène et de 1 de soufre; son poids est 4.
ACIDE HYPO-SULFURIQUE.	Liquide, incolore; renferme toujours de l'eau; la densité de celui qui est le plus concentré, est de 1,347; à ce degré de densité, il se décompose spontanément dans l'air. On l'obtient en faisant passer un courant d'acide sulfureux dans de l'eau tenant du peroxide de manganèse en suspension. Il se forme du sulfate et de l'hypo-sulfate; on précipite le manganèse et l'acide sulfurique par la barite; on fait cristalliser l'hypo-sulfate de barite, dont on précipite ensuite la base par l'acide sulfurique. Cet acide est composé de 125 d'oxigène et de 100 de soufre ou de parties égales d'acide sulfureux et d'acide sulfurique; sa molécule est formée de 2 molécules de soufre et de 5 d'oxigène; son poids est 9. Il a été découvert par M. Gay-Lussac; il est sans usage.
ACIDE HYPO-SULFUREUX.	Cet acide n'existe qu'en combinaison avec les oxides métalliques; il se forme lorsqu'on met le fer dans une dissolution d'acide sulfureux. Il est composé de 100 parties de soufre et de 50 d'oxigène; on peut le regarder comme composé de 2 parties d'acide sulfureux et de 1 partie de soufre. Sa molécule est formée de 1 molécule d'oxigène et de 1 molécule de soufre; son poids est 3.
ACIDE IODIQUE.	Solide, blanc, plus pesant que l'acide sulfurique concentré; se décompose à la température de l'ébullition des huiles fixes; s'obtient en décomposant l'oxide de chlore sec par l'iode et chassant par la chaleur le chlorure d'iode, qui se forme en même temps. Il est très-soluble dans l'eau; il se combine avec les acides nitrique, sulfurique et phosphorique; il est décomposé par tous les corps qui absorbent l'oxigène; on l'analyse en calcinant l'iodate de potasse. Il est formé de 0,24 d'oxigène et de 0,76 d'iode: sa molécule est composée de 1 molécule d'iode et de 5 d'oxigène; son poids est de 20,62. Il a été découvert par M. Gay-Lussac; il est sans usage.
ACIDE SÉLÉNIQUE.	Solide, blanc, volatil; indécomposable par la chaleur; s'obtient en brûlant le sélénium dans l'oxigène ou l'acide nitrique; il est déliquescent, très-soluble, susceptible de cristalliser; s'analyse en décomposant le chlorure de sélénium par l'eau. Il est composé de 0,29 de sélénium et de 0,71 d'oxigène; sa molécule est formée de 2 molécules d'oxigène et de 1 de sélénium; son poids est de 7,125. Il a été découvert par M. Berzélius; il est sans usage.

Acide Borique.

Solide, fusible à la chaleur rouge, fixe, indécomposable par la chaleur; existe dans la nature en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs d'Italie, et combiné avec la soude. On l'obtient en faisant évaporer les eaux qui le renferment, ou en décomposant une dissolution de borax par l'acide sulfurique; lorsqu'il cristallise en écailles, il renferme une substance animale; il n'est décomposé par aucun des corps déjà examinés. Sa composition, déduite de celle du borate d'ammoniaque, est de 0,74 d'oxigène et de 0,26 de bore; sa molécule est formée de 2 molécules d'oxigène et de 1 molécule de bore; son poids est de 2,696. Il est employé dans l'analyse des pierres. Sa découverte a été faite par Homberg, en 1702.

Acide Carbonique.

P. P. Gaz incolore. P. S. 1,5245. Se transvase dans l'air comme les corps liquides; indécomposable par la chaleur; décomposé par un courant d'étincelles électriques en oxigène et en oxide de carbone.

E. N. Existe dans l'air, dans les cavernes des terrains volcaniques et de calcaires récens, dans certaines eaux minérales; c'est un des produits de la respiration et de la décomposition de toutes les matières végétales et animales.

P..... S'obtient par la combustion du charbon ou par la décomposition des carbonates par les acides.

P. C. Il éteint les corps en combustion et asphyxie les animaux qui le respirent en trop grande quantité. L'hydrogène et le carbone le décomposent à une température très-élevée; l'eau, à la température ordinaire, en dissout une fois son volume; sous une grande pression, elle peut en dissoudre jusqu'à 5 et 6 fois plus.

A..... En brûlant du charbon dans l'oxigène, on obtient un égal volume d'acide carbonique; cet acide est composé de 0,72 d'oxigène et de 0,28 de carbone; sa molécule est formée de 2 molécules d'oxigène et de 1 molécule de carbone. Son poids est de 2,75.

U. H. Employé dans la fabrication de la céruse, des eaux minérales artificielles; c'est le premier gaz qu'on a distingué de l'air. C'est Lavoisier qui a découvert sa nature.

Acides Hydrogénés.

Acide Hydro-Chlorique.

P. P. Gaz incolore, odeur forte. P. S. 1,247. Il n'est point décomposé par la chaleur; mais il l'est en partie par un courant d'étincelles électriques.

E. N. Il n'existe libre que dans le voisinage des volcans; on le trouve souvent combiné avec la soude et d'autres acides métalliques.

P..... On l'obtient en décomposant le sel marin par l'acide sulfurique; on l'emploie ordinairement en dissolution dans l'eau; celui du commerce est toujours coloré en jaune par un peu de fer; on le purifie par la distillation.

P. C. Il est sans action sur tous les corps simples non métalliques; il ne se combine qu'avec l'eau et l'ammoniaque; à la température ordinaire, l'eau dissout 464 fois son volume d'acide hydro-chlorique.

A..... En soumettant à l'action de la lumière diffuse un mélange d'un volume de chlore et d'un volume d'hydrogène, on obtient 2 volumes d'acide hydro-chlorique. Il suit de là que cet acide est composé de 0,97 de chlore et de 0,03 d'hydrogène. Sa molécule est formée de 1 molécule de chlore et de 1 d'hydrogène; son poids est de 2,5817.

U.... Cet acide est employé dans la fabrication du chlore, pour extraire la gélatine des os et pour obtenir un grand nombre d'autres corps.

H..... Il a été découvert par Glauber.

Acide Hydro-Sulfurique.

P. P. Gaz incolore, odeur fétide. P. S. 1,1912. C'est un des gaz les plus délétères ; il est décomposé par la chaleur.

E. N. Existe dans certaines eaux minérales ; c'est un des produits de la putréfaction des matières végétales et animales.

P..... S'obtient en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide hydro-chlorique, ou en traitant par un acide quelconque une pâte formée avec de l'eau, du soufre et du fer.

P. C. L'acide hydro-sulfurique est combustible ; décomposé par le chlore et l'iode à la température ordinaire ; par les acides nitreux, nitrique, iodique, sulfurique ; l'eau en dissout 3 fois son volume à la température ordinaire.

A..... En absorbant le soufre par l'étain, on obtient un volume d'hydrogène égal à celui de l'acide ; l'acide hydro-sulfurique est composé de 0,93 de soufre et de 0,07 d'hydrogène. Sa molécule est formée de 2 molécules d'hydrogène et de 1 de soufre ; son poids est de 2,12434.

U. H. Employé en médecine, dans les laboratoires. Découvert par Schéele.

Acide Hydriodique.

Gaz incolore, odeur piquante ; répand des fumées blanches ; décomposé en partie par la chaleur. S'obtient en décomposant par l'eau le phosphore d'iode ; se recueille dans un flacon plein d'air. S'obtient en dissolution dans l'eau, en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique dans de l'eau renfermant de l'iode. Il est très-soluble : décomposé par le chlore et les acides nitrique et sulfurique concentrés ; il se combine avec l'hydrogène proto-phosphoré et per-phosphoré. L'acide hydriodique est composé de 0,92 d'iode et de 0,08 d'hydrogène ; sa molécule est formée de 1 molécules d'hydrogène et de 1 d'iode ; son poids est de 15,744. Il a été découvert par M. Gay-Lussac ; il est sans usage.

Acide Hydro-Sélénique.

Gaz incolore, le plus délétère de tous ; s'obtient en décomposant le séléniure de fer par l'acide hydro-chlorique. Il est soluble dans l'eau ; l'air en précipite le sélénium. Il a été découvert par M. Berzélius.

Acides Irréductibles.

Acide Fluorique.

Liquide, blanc, très-corrosif, bout au-dessous de 30°, répand dans l'air des vapeurs épaisses ; existe combiné avec la chaux, l'alumine, etc. S'obtient en décomposant dans une cornue de plomb le fluate de chaux par l'acide sulfurique ; il est très-soluble dans l'eau, sans action sur les corps déjà examinés, excepté sur l'acide borique, avec lequel il se combine. L'acide fluo-borique est gazeux, très-caustique, indécomposable par la chaleur ; on l'obtient en traitant un mélange de chaux et d'acide borique par la chaleur. Il charbonne les matières végétales et animales comme l'acide sulfurique concentré. L'acide fluorique est employé pour graver sur verre. Il a été découvert par Schéele, mais obtenu pour la première fois très-concentré, par MM. Gay-Lussac et Thénard.

Acide Silicique.

Solide, insipide, insoluble, inaltérable par les fluides incoercibles ; existe pur dans le cristal de roche, et combiné avec plusieurs oxides métalliques dans un grand nombre d'espèces minérales ; on l'extrait des cailloux siliceux, en les traitant à la chaleur rouge par la potasse et précipitant cette base par l'acide hydro-chlorique. La silice n'agit que sur l'acide fluorique avec lequel elle forme un gaz acide décomposé par l'eau en deux parties : l'une, avec excès d'acide fluorique, reste en dissolution ; l'autre, avec excès de silice, se précipite. La silice était connue autrefois sous le nom de Terre Vitrifiable ; ses usages sont très-nombreux : elle entre dans la composition des mortiers, des verres et de toutes les poteries. Le poids de sa molécule est 2.

LIVRE SECOND.

Corps Simples Métalliques et leurs combinaisons entre eux et avec les Corps simples non métalliques.

CHAPITRE Ier.

Corps Simples Métalliques.

258. Les métaux sont des corps simples, opaques (1), brillans, bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité. Tous jouissent de la propriété d'absorber l'oxigène en diverses proportions, et de donner naissance à des oxides qui, pour la plupart, se combinent avec les acides et forment des sels. Comme les métaux sont très-nombreux, pour en faciliter l'étude nous les avons divisés en sept ordres que nous allons examiner successivement.

§ Ier.

Ier ORDRE. *Métaux Irréductibles admis par analogie.*

259. Les métaux qui appartiennent à cet ordre sont au nombre de six, savoir :

Le Zirconium.	L'Ittrium.
Le Thorinium.	Le Glucinium.
L'Aluminium.	Le Magnésium.

Jusqu'ici ces métaux n'ont point été séparés de l'oxigène avec lequel ils sont combinés dans les substances, désignés sous les noms de Zircone, de Thorine, d'Alumine, d'Ittria et de Glucine (2) ; par conséquent, nous ne connaissons aucunes de leurs propriétés.

(1) Il faut cependant en excepter l'or, car des feuilles très-minces de ce métal placées entre l'œil et la lumière laissent passer les rayons verts.

(2) Nous devons dire, cependant, que MM. Davy et Bersélius ont annoncé que l'on pouvait extraire le magnésium du sulfate de magnésie par un courant galvanique, et que M. Clarke a prétendu que l'on pouvait extraire tous les métaux dont nous venons de parler, au moyen du chalumeau à oxigène et hydrogène condensé (Cours de Physique, page 31). Mais ces résultats sont contestés.

§ II.

2e ORDRE. *Métaux Oxidables à l'air, irréductibles par la chaleur, et décomposant l'eau à la température ordinaire, ou Métaux Alcalins.*

260. Les métaux qui appartiennent à cet ordre, sont au nombre de six, savoir :

Le Calcium.	Le Lithium.
Le Strontium.	Le Sodium.
Le Barium.	Le Potassium.

A. *Calcium.*

261. Ce métal est solide à la température ordinaire, plus pesant que l'eau ; il absorbe l'oxigène de l'air avec une grande rapidité. Comme on ne l'a jamais obtenu qu'en très-petite quantité, on ne connaît pas ses autres propriétés : il n'existe dans la nature qu'à l'état de chaux, et cette dernière substance est toujours combinée avec un acide, principalement avec les acides carbonique et sulfurique. On l'obtient en décomposant un sel de chaux par un courant galvanique ; nous n'expliquerons cette opération que dans le chapitre consacré à la préparation des métaux. Il a été découvert par M. Davy, en 1807 ; il est sans usage. Le poids de sa molécule, déterminé d'après la composition des sels de chaux, est de 2,625.

B. C. *Strontium et Barium.*

262. Les propriétés physiques du strontium et dú barium sont les mêmes que celles du calcium ; on les obtient par le même procédé ; ils n'existent dans la nature qu'à l'état d'oxides combinés avec les acides sulfurique et carbonique. Ils ont été découverts par M. Davy, à peu près à la même époque que le calcium ; ils sont sans usage. Le poids relatif de la molécule du strontium est de 5,5 ; celui de la molécule du barium, est de 8,75.

I. 24

D. *Lithium.*

263. Le lithium est le radical supposé d'une substance alcaline trouvée par M. Arfwerdson dans le pétalithe et dans le triphane Il est très-probable qu'on l'obtiendrait comme le strontium et le barium, et que ses propriétés sont analogues à celles de ces métaux. Le poids relatif de sa molécule est de 1,250.

E. *Potassium.*

264. *Propriétés Physiques.* Le potassium est solide ; récemment fondu dans de l'huile de naphte, il a l'éclat de l'argent mat ; il est ductile comme la cire. Sa densité à 15° est de 0,865 ; il entre en fusion à 58°, et à une température voisine de celle de la chaleur rouge, il se réduit en vapeurs.

265. *État Naturel.* Le potassium n'existe dans la nature qu'à l'état d'oxide combiné avec différens acides et principalement avec les acides nitrique, sulfurique, carbonique et hydro-chlorique.

266. On l'obtient en décomposant la potasse par un courant galvanique ou par le fer incandescent. (Liv. 3, ch. 21).

267. *Propriétés Chimiques.* Exposé à l'air, le potassium en absorbe l'oxigène, se ternit, et prend l'aspect du plomb ; cependant, il ne se transforme complétement en oxide qu'autant qu'il est en lames très-minces, parce qu'étant en masses épaisses, l'oxide qui se produit d'abord soustrait les couches intérieures à l'action de l'air. Cette combinaison a lieu sans dégagement de lumière, et avec un faible dégagement de chaleur. A la température de sa fusion, le potassium absorbe l'oxigène de l'air avec une grande rapidité, et dégagement de chaleur et de lumière ; il se forme une substance d'un brun jaunâtre qui est un peroxide.

268. Le potassium se combine avec tous les corps simples non métalliques, excepté le bore et le carbone, et avec tous les métaux ; il décompose tous les corps composés que nous avons déjà examinés, excepté le cyanogène, l'hydrogène carboné, et les acides fluorique et silicique : la plupart de ces décompositions ont lieu à la température ordinaire, et souvent elles sont accompagnées de chaleur et de lumière. Pour déterminer l'action du potassium

sur les autres corps, on emploie les procédés suivans : lorsque le corps est gazeux, on l'introduit dans une cloche courbe pleine de mercure (*fig.* 48); on fait passer à la partie supérieure de la cloche, un fragment de potassium dans une petite capsule de platine, et on chauffe avec une lampe à l'esprit de vin : lorsque le corps est solide, on l'introduit avec le potassium dans un tube de verre fermé par une de ses extrémités ; on place le tube dans une pince en spirale (*fig.* 77), au moyen de laquelle on peut facilement le faire chauffer. Si l'on voulait recueillir les gaz qui se dégagent, il faudrait adapter à l'orifice du tube un autre plus étroit, deux fois recourbé, et s'engageant sous une cloche pleine de mercure ; on pourrait aussi employer une petite cornue, mais il faudrait la remplir de gaz azote.

269. Les oxides non métalliques donnent toujours, pour produit de leur décomposition, d'abord, un oxide de potassium ; mais si l'oxide non métallique est en excès, le potassium passe à l'état de peroxide, et alors il peut arriver qu'une partie du corps simple non métallique soit acidifiée, et qu'il se forme un sel ; c'est ce qui a lieu lorsqu'on met en contact le potassium et le deutoxide d'azote, il se forme un nitrite ; avec le protoxide d'azote, il ne se forme qu'un oxide, et l'azote est mis à nu. Il arrive aussi quelquefois que les deux élémens de l'oxide se combinent avec le potassium ; c'est ce qui a lieu pour les oxides de phosphore et de chlore : il se forme en même-temps un oxide de potassium, et un phosphure ou un chlorure ; enfin, lorsque l'oxide non métallique renferme de l'eau, ce liquide est toujours décomposé ; l'oxigène se combine avec une portion du métal, et l'hydrogène se combine quelquefois avec la base de l'acide non métallique, le transforme en hydracide, et donne naissance à un sel : c'est ce qui arrive pour les oxides de chlore humides.

La décomposition de l'eau par le potassium a lieu, à la température ordinaire, avec un grand dégagement de chaleur et de lumière ; on peut produire cette décomposition en jettant un fragment de potassium sur l'eau ; la chaleur qui se développe enflamme l'hydrogène qui est produit, et comme ce gaz ne se dégage point d'une manière parfaitement symétrique autour de la partie du métal immergé, il en résulte que ce corps, pressé par chaque courant de gaz en sens contraire de son dégagement,

se meut rapidement à la surface du liquide avec une force qui change à chaque instant de direction et d'intensité. Lorqu'on veut recueillir le gaz hydrogène ainsi que l'oxide de potassium, le procédé le plus commode consiste à introduire un fragment de potassium, enveloppé dans du papier à filtre, sous une cloche pleine de mercure : le potassium gagne la partie supérieure ; alors on fait passer dans la cloche une petite quantité d'eau ; le liquide traverse le papier, arrive bientôt sur le potassium, se décompose, et l'hydrogène se dégage en faisant descendre rapidement le mercure ; on peut alors reconnaître la nature du gaz, et obtenir l'oxide de potassium en faisant évaporer l'eau jusqu'à siccité.

270. D'après ce qui précède, il est très-facile de prévoir la plupart des résultats de la décomposition des corps combustibles composés par le potassium. Le potassium se combine quelquefois avec les deux élémens de ces corps ; d'autres fois il ne se combine qu'avec un seul : ainsi les chlorures de phosphore, de soufre, d'iode, forment des chlorures de potassium et des phosphures, des sulfures ou des iodures de potassium ; et l'hydrogène phosphoré, et le carbure de soufre donnent, le premier, un phosphure avec dégagement d'hydrogène, et le second, un sulfure et un précipité de carbone. En général, dans toutes ces décompositions, l'azote, l'hydrogène et le carbone sont toujours mis à nu, excepté dans celle de l'ammoniaque où l'azote, l'ammoniaque et le potassium forment une combinaison triple, et l'hydrogène de l'ammoniaque décomposé seul est mis en liberté.

271. Enfin, tous les acides, excepté ceux qui sont irréductibles, sont décomposés par le potassium, tantôt à la température ordinaire, tantôt à une température plus ou moins élevée. Ceux qui sont oxigénés, et qui ne renferment point d'eau, sont en partie réduits à un moindre degré d'oxigénation ; et il se forme un sel de potasse : lorsqu'ils renferment de l'eau, ce liquide est toujours décomposé ; l'hydrogène se dégage, souvent en s'enflammant, et il se forme un sel sans que l'acide ait été altéré ; lorsque l'acide est hydrogéné et sec, le potassium se combine avec la base, et l'hydrogène se dégage ; lorsqu'il renferme de l'eau, il se forme encore un sel à base de potasse. L'acide fluorique renfermant toujours de l'eau, produit également un fluate de potasse et de l'hydrogène. L'acide

fluo-borique est décomposé par le potassium, à une température élevée, parce que le potassium décompose facilement l'acide borique. Le produit de cette décomposition est du bore et du fluate de potasse. Enfin, l'acide fluo-silicique, quoique composé de deux acides qui, séparément, ne peuvent point être décomposés par le potassium, paraît l'être par ce métal; car, lorsqu'on chauffe du potassium dans une cloche courbe pleine d'acide fluo-silicique, il y a inflammation, le gaz est rapidement absorbé, et il se forme une substance brune, qui, mise en contact avec l'eau, produit une légère effervescence due à de l'hydrogène qui se dégage, et la matière se sépare en deux parties : l'une, composée de fluo-silicate de potasse, reste en dissolution; l'autre, composée d'acide fluorique et d'un excès de silice, se précipite : comme la quantité d'hydrogène qui se dégage par l'immersion de la substance dans l'eau est très-petite, on est obligé d'admettre que l'un des deux acides qui constituent l'acide fluo-silicique a été décomposé.

272. Le potassium a été découvert par M. Davy, en 1807.

Le poids d'une molécule de potassium, déterminé par la composition de ses oxides, est de 5.

F. *Sodium.*

273. Le sodium est solide; sa couleur et son éclat sont analogues à ceux de l'argent; il est ductile comme la cire; sa densité est de 0,992; il fond à 90°; il se volatilise à une température très-élevée; il n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec le chlore, et à l'état de sel. On l'obtient de la même manière que le potassium. Ses propriétés chimiques sont les mêmes que celles de ce dernier, seulement il n'absorbe point l'oxigène de l'air à la température ordinaire; il ne se combine point avec l'hydrogène, et lorsqu'il décompose l'eau, la chaleur qui se dégage n'est point suffisante pour enflammer l'hydrogène. En général, les actions du sodium sont moins énergiques que celles du potassium. Il a été découvert par Davy en même temps que le potassium. Le poids relatif de sa molécule, déduit de ses différentes combinaisons, est de 3.

§ III.

3e ORDRE. *Métaux Oxidables à l'air, irréductibles par la chaleur, et décomposant l'eau seulement à la chaleur rouge.*

274. Ces métaux sont au nombre de cinq, savoir :

Le Manganèse.
Le Zinc.
Le Fer.
L'Étain.
Le Cadmium.

A. *Manganèse.*

275. Solide, très-cassant, grenu, d'un gris blanc ; sa densité est de 6,85 ; il n'est fusible qu'au plus haut degré de chaleur que nous puissions produire, à 160 degrés du pyromètre de Wedgwood. (Cours de Physique, IIe partie, ch. 1).

276. Il existe dans la nature en masses considérables à l'état de tritoxide, et quelquefois à l'état de sulfure, de sulfate et de phosphate ; on l'obtient en décomposant un de ses oxides par le charbon, à une très-haute température.

277. Le manganèse s'oxide dans l'air humide à la température ordinaire, et dans l'air sec, à l'aide de la chaleur ; il se combine avec tous les corps simples non métalliques, à l'exception de l'hydrogène, de l'azote, du bore et du carbone. Il décompose l'eau à la chaleur rouge ; cette expérience doit se faire en introduisant le métal dans un tube de porcelaine, et en y faisant passer de la vapeur d'eau, lorsque le tube est incandescent. Il décompose l'eau à la température ordinaire, lorsqu'il est en contact avec de l'acide sulfurique, hydro-chlorique ou fluorique. A une température plus ou moins élevée, il décompose les acides nitreux, nitrique, sulfurique, sélénique et iodique : le métal s'oxide et il se forme un sel. Les acides hydro-chlorique, hydro-sulfurique et hydriodique sont aussi décomposés par le manganèse ; il se forme un chlorure, un sulfure, un iodure métallique, et l'hydrogène se dégage : il est probable que l'acide hydro-sélénique se comporterait de la même manière.

Le manganèse est sans usage ; il a été découvert par Gahn, en 1784. Le poids relatif de sa molécule, déduit de ses combinaisons, est 3,5.

B. *Zinc.*

278. Le zinc est solide, d'un blanc bleuâtre ; très-ductile à 100° ;

il passe alors facilement au laminoir. Sa densité est de 7,1 ; il entre en fusion à la chaleur rouge, et se volatilise à une température un peu plus élevée. La distillation du zinc peut se faire très-facilement dans une petite cornue de grès.

279. Le zinc se trouve dans la nature à l'état d'oxide (Calamine), de sulfure (Blende), de sulfate et de carbonate ; on l'obtient en décomposant l'oxide par le charbon.

280. Le zinc n'a point d'action sur l'air sec, à la température ordinaire ; il n'absorbe même que très-lentement l'oxigène de l'air humide ; mais à une température élevée, il brûle avec une vive lumière. Pour effectuer cette combustion, on introduit du zinc dans un creuset que l'on ferme avec un couvercle percé à son centre d'un très-petit trou ; on assujettit ce couvercle avec une pâte d'argile et de sable, et ensuite on fait chauffer le creuset : lorsqu'il est rouge, on enlève le couvercle ; le métal se réduit en vapeurs, brûle avec un grand éclat, et il se forme un oxide qui se présente sous la forme de flocons blancs très-légers. Le zinc se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium ; il décompose l'eau à la chaleur rouge, et à la température ordinaire, lorsque ce liquide renferme de l'acide sulfurique ou de l'hydro-chlorique, fluorique, etc. ; il agit sur les acides de la même manière que le manganèse ; mais son action est beaucoup plus vive, parce qu'il a peu de cohésion.

281. Le zinc est employé pour doubler les navires, pour faire des conduits, des ustensiles (1), pour faire le cuivre jaune (laiton) ; plusieurs autres de ses combinaisons sont aussi employées dans les arts.

Le zinc a été découvert dans le 16e siècle. Le poids de sa molécule est de 4,125.

C. *Fer.*

282. *Propriétés Physiques.* Le fer est solide à la température ordinaire, ductile, mais plus à chaud qu'à froid, passe mieux à la filière qu'au

(1) On ne pourrait pas s'en servir pour faire des ustensiles de cuisine, car le zinc est très-facilement attaqué par les acides les plus faibles, et produit des sels solubles qui ont en partie la vertu émétique.

laminoir; c'est le plus tenace de tous les métaux connus. Sa densité est de 7,788; il est fusible à 130° du pyromètre de Wedgwood; il est attiré par l'aimant, et susceptible d'acquérir momentanément la faculté magnétique, par son contact avec un aimant naturel ou artificiel, par le choc, la torsion, une décharge électrique, etc.

283. *État Naturel.* Le fer paraît n'exister à l'état natif que dans des masses plus ou moins volumineuses gisant à la surface de la terre, sur des terrains qui ne renferment point de fer ou qui ne sont pas de nature à en produire (1). Telles sont les masses de fer natif découvertes en Sibérie, dans l'Amérique Méridionale près de St.-Yago; la première pèse environ 600 kilogrammes, la seconde 15000 : telle est aussi une énorme masse de fer natif malléable, placée sur les bords du Sénégal, et depuis long-temps exploitée par les Maures. Pendant long-temps on n'a su quelle origine attribuer à ces masses métalliques; aujourd'hui, l'opinion généralement admise est qu'elles sont tombées de l'atmosphère, et qu'elles ont la même origine que les aérolithes (2). On trouve encore le fer en très-grande quantité à l'état d'oxide, de sulfure et de sel.

284. *Préparation.* C'est en désoxigénant l'oxide de fer naturel par le charbon à une très-haute température, qu'on obtient tout le fer que l'on consomme dans les arts.

285. *Propriétés Chimiques.* Le fer est inaltérable dans l'air sec, mais il s'oxide très-facilement dans l'air humide; il paraît qu'il absorbe alors l'oxigène tenu en dissolution par l'eau; à la chaleur rouge, il brûle avec la plus grande facilité dans l'air et dans l'oxigène pur; cette combustion est accompagnée d'une vive lumière. (pag. 16).

Le fer se combine avec tous les corps simples non métalliques, excepté l'hydrogène et l'azote.

Le fer décompose l'acide phosphorique à la chaleur rouge; il se forme

(1) Cependant, plusieurs minéralogistes ont assuré avoir trouvé le fer natif dans des filons de fer spathique, et dans une gangue de grenal; mais ces faits ne sont pas encore bien constatés.

(2) Les aérolithes sont des pierres qui tombent de l'atmosphère; on a observé la chute d'un très-grand nombre : ils renferment une quantité de fer natif malléable très-considérable, et les autres principes sont les mêmes que ceux des mines de fer natif dont nous venons de parler.

un phosphate : l'acide nitrique, à la température ordinaire ; l'action est très-vive, il se dégage beaucoup de deutoxide d'azote, qui, par le contact de l'air, se transforme en acide nitreux, et il se forme un dépôt de tritoxide de fer, un nitrate acide de tritoxide et une certaine quantité de nitrate d'ammoniaque (1) : l'acide nitreux ; l'action est aussi très-vive et présente des phénomènes analogues : l'acide sulfurique concentré à une température un peu élevée ; il se forme un sulfate et un dégagement d'acide sulfureux : les acides sélénique et iodique : enfin, les acides hydrogénés secs ; le fer s'empare de leurs bases, et il se dégage de l'hydrogène.

Le fer décompose l'eau à la chaleur rouge ; et à la température ordinaire, lorsqu'il est en contact avec les acides sulfurique, hydro-chlorique et fluorique. Il jouit aussi de la propriété de décomposer le gaz ammoniaque à une température très-élevée ; dans cette décomposition les deux élémens de l'ammoniaque sont séparés, le métal n'en absorbe aucune portion, mais il devient très-cassant. On fait cette expérience en introduisant du fil de fer dans un tube de porcelaine dans lequel on fait passer un courant d'ammoniaque, lorsqu'il est incandescent.

Les usages du fer sont si nombreux et si connus, que nous croyons inutile de les décrire. Le fer est connu de toute antiquité ; on le désignait autrefois sous le nom de Mars. Le poids de la molécule de fer, déduit de ses combinaisons, est de 3,5.

C. *Étain.*

286. L'étain est solide, blanc, très-ductile, passe très-bien au laminoir et mal à la filière. Sa densité est de 7,291. Il entre en fusion à 210°. Il n'est point volatil.

287. L'étain n'existe dans la nature qu'à l'état d'oxide et de sulfure (2). C'est dans l'Inde, en Angleterre et en Allemagne que se trouvent les mines d'étain les plus riches ; la France en possède aussi quelques-unes,

(1) L'ammoniaque provient de la combinaison de l'hydrogène d'une partie de l'eau qui est décomposée avec l'azote de l'acide nitrique.

(2) A la vérité, on a trouvé de l'étain natif dans les mines de Cornouailles et des environs de Cherbourg ; mais il paraît que c'est un produit de l'art.

mais elles ne paraissent pas assez productives pour être exploitées. C'est en décomposant l'oxide d'étain par le charbon que l'on se procure ce métal.

288. L'étain n'a point d'action sur l'air sec à la température ordinaire ; il n'en a qu'une très-faible sur l'air humide ; mais l'étain en fusion absorbe l'oxigène de l'air sans dégagement de lumière, et se transforme en un oxide gris blanc. L'étain se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium.

L'étain décompose l'acide phosphorique à la chaleur rouge, les acides nitrique et nitreux à la température ordinaire ; l'action est très-vive, il se forme du deutoxide d'étain qui se précipite, et du nitrate d'ammoniaque : l'acide sulfurique, à la température de 100° à 200° ; il se forme un sulfate insoluble et de l'acide sulfureux : les acides sélénique et iodique : enfin, les acides hydrogénés, en s'emparant de leurs bases et dégageant l'hydrogène. L'étain décompose l'eau à la chaleur rouge, et à une température peu élevée, lorsqu'il est en contact avec les acides hydro-chlorique et fluorique.

289. On ne connaît point l'époque de la découverte de l'étain ; elle remonte à la plus haute antiquité. L'étain était désigné autrefois sous le nom de Jupiter. Le poids de sa molécule est de 7,375.

D. *Cadmium.*

290. Le cadmium est blanc, avec une légère nuance de gris bleuâtre ; il est susceptible de prendre un beau poli ; il est mou, très-malléable, passe facilement à la filière et au laminoir. Fondu, sa densité est de 8,6040 ; écroui, elle s'élève jusqu'à 8,694. Il est fusible à une température inférieure à celle de la chaleur rouge ; il est très-volatil ; ses vapeurs sont sans odeur. Ce métal a été découvert par Stromeyer, dans le carbonate de zinc préparé artificiellement dans les pharmacies de l'état de Magdebourg ; nous décrirons plus tard le procédé de son extraction. Le cadmium s'altère peu dans l'air à la température ordinaire ; mais, à une température élevée, il brûle aussi facilement que le zinc ; il décompose l'acide nitrique, en formant un nitrate soluble ; mis en contact avec les acides sulfurique et hydrochlorique étendus, il décompose l'eau, se dissout et produit un dégagement d'hydrogène. Ce métal est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est 8.

§ IV.

4e Ordre. *Métaux Oxidables à l'air, irréductibles par la chaleur, ne décomposant pas l'eau, et acidifiables.*

291. Ces métaux sont au nombre de cinq, savoir :

L'Arsenic. Le Tungstène.
Le Molybdène. Le Colombium.
Le Chrôme.

A. *Arsenic.*

292. L'arsenic est solide, fragile, d'un éclat analogue à celui de l'acier ; frotté, il acquiert une odeur aillacée. Sa densité est de 8,308. C'est un poison violent. A la température de 180°, il se sublime sans se fondre ; ses vapeurs, en se condensant, forment, une masse solide, composée d'une infinité de petits cristaux qui ont la forme d'une pyramide triangulaire. Cette expérience peut se faire facilement dans une cornue de terre.

293. L'arsenic existe dans la nature, 1° à l'état natif, 2° à l'état d'oxide, 3° combiné avec le soufre et plusieurs métaux, 4° à l'état d'arseniate. L'arsenic natif est quelquefois en masse mamelonnées, composées de lames curvilignes et parallèles, d'autrefois en couches minces et brillantes à la surface de différentes pierres, enfin, en masses irrégulières, compactes ou écailleuses ; on le trouve en France, à Ste.-Marie aux Mines ; en Saxe, en Bohême, en Sibérie, en Angleterre. Il n'est jamais pur, il est toujours allié avec du fer, et quelquefois avec de l'or et de l'argent ; on l'obtient parfaitement pur en distillant celui du commerce. On peut conserver l'arsenic dans de l'eau privée d'air par l'ébullition ; son brillant n'éprouve aucune altération.

294. L'arsenic se ternit à l'air, surtout s'il est humide ; à la température de 180°, il brûle avec la plus grande facilité en produisant un oxide qui se dégage sous la forme d'épaisses vapeurs blanches d'une odeur très-

désagréable, analogue à celle de l'ail ou du phosphore, et qui sont très-dangereuses à respirer. L'arsenic se combine avec l'hydrogène, le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode, le sélénium; il décompose les acides nitreux et nitrique; à la température ordinaire, il se forme seulement du deutoxide d'arsenic; mais, à une température plus élevée, l'arsenic s'acidifie et se dissout. L'arsenic décompose aussi les acides sulfurique, iodique et sélénique; il se forme toujours du deutoxide qui se précipite, et jamais de sel à base d'arsenic, parce que les oxides de ce métal ne se combinent point avec les acides.

295. Les usages de l'arsenic sont très-bornés: on l'emploie pour former les alliages destinés à faire les miroirs des télescopes; pour faire l'oxide d'arsenic; mis en contact avec de l'eau aérée, il s'oxide lentement, et le liquide dissout assez d'oxide pour empoisonner les mouches.

296. L'arsenic a été découvert par Brandt, en 1733. Le poids relatif de sa molécule est de 4,75.

B. *Molybdène.*

297. Ce métal est solide, cassant et n'a point encore pu être fondu; on ne l'a obtenu qu'en petites graines aglutinées; on n'est point d'accord sur sa couleur. Sa densité est de 7,40. Ce métal n'existe dans la nature qu'à l'état de sulfure de molybdène et à l'état de molybdate de plomb; le sulfure est toujours d'un gris métallique, en petites lames peu adhérentes; il a beaucoup d'analogie avec la plombagine (carbure de fer): c'est en décomposant l'acide molybdique par le charbon, à une très-haute température, que l'on parvient à se procurer le molybdène. Ce métal ne s'oxide point dans l'air, à la température ordinaire; mais, à la chaleur rouge, il se convertit en acide qui se sublime; il décompose l'acide nitrique, et se combine facilement avec le chlore, le phosphore et le soufre. C'est Cronstedt, qui distingua le premier le sulfure de molybdène du carbure de fer, et qui supposa qu'il renfermait un nouveau métal qu'il désigna sous le nom de Molybdène; mais ce fut Nielm qui, en 1784, obtint le premier ce métal. Le poids relatif de sa molécule est 6.

C. *Chrôme.*

298. Solide, fragile, d'un blanc grisâtre; n'a point encore été parfaitement fondu; on ne l'a encore obtenu qu'en masse poreuse, composée de grains ou d'aiguilles entrelacées. Sa densité est inconnue. Ce métal n'existe dans la nature qu'à l'état d'oxide

pur ou combiné avec le fer, ou enfin à l'état de chromate de plomb. C'est en calcinant l'oxide de chrôme avec le charbon qu'on se procure le chrôme : à la température ordinaire, le chrôme n'a aucune action sur l'air ; mais, à la chaleur rouge, il absorbe l'oxigène et se transforme en un oxide vert ; il n'est attaqué par aucun acide, probablement à cause de sa grande cohésion ; mais lorsqu'on le calcine avec du nitrate de potasse, il absorbe à la fois l'oxigène et la potasse et forme du chromate de potasse. Il se combine avec le chlore, le phosphore et le soufre. Ce métal, à l'état d'oxide et de chromate, est employé en peinture. Il a été découvert par Vauquelin, en 1797. Le poids de sa molécule est de 3,5.

D. *Tungstène.*

299. Le tungstène est solide, cassant, d'un gris de fer, extrêmement dur. Sa densité est de 17,6. On ne l'a point encore obtenu parfaitement fondu. On ne le trouve dans la nature qu'à l'état de tungstate de chaux (Schéélin calcaire) et de tungstate de fer (Schéélin ferrugineux, Wolfram). Ce métal s'obtient en décomposant l'acide tungstique par le charbon à une très-haute température ; à la température ordinaire, il est sans action sur l'air atmosphérique ; mais, à la chaleur rouge, il en absorbe lentement l'oxigène, et se transforme en un oxide brun. On ne l'a encore combiné qu'avec le soufre. L'acide tungstique a été découvert par Schéele dans le tungstate de chaux ; Bergmann regarda cet acide comme ayant une base métallique ; mais les frères d'Eluyart furent les premiers qui parvinrent à l'extraire. Le poids relatif de sa molécule est de 12.

F. *Colombium.*

300. Le colombium est solide, d'un gris foncé, très-cassant ; il raye le verre ; réduit en poudre, il est d'un brun terne. On n'a jamais pu l'obtenir bien fondu. Sa densité est de 5,6. Jusqu'ici le colombium n'a été trouvé qu'à l'état d'acide combiné avec les oxides de fer et de manganèse, ou avec celui d'ittrium. On l'obtient en calcinant l'acide colombique avec du charbon, à une très-haute température ; il n'a aucune action sur l'air à la température ordinaire ; mais, à la chaleur rouge, il brûle, et se transforme en une poudre grisâtre ; il n'est attaqué par aucun acide ; mais il se transforme facilement en colombate de soude ou de potasse, lorsqu'on le calcine avec ces oxides ou avec du nitrate de soude ou de potasse. Ce métal fut découvert, en 1801, par M. Hatchett, dans un minéral venu d'Amérique, et, peu de temps après, par Ekeberg, dans des minéraux de Suède ; mais comme ce dernier crut que le métal qu'il avait découvert différait de celui trouvé par M. Hatchett, il lui donna le nom de Tantale. Wollaston, en 1809, annonça l'identité de ces deux métaux. Le poids relatif de la molécule de colombium est de 18.

§ V.

5ᵉ ORDRE. *Métaux Oxidables à l'air, irréductibles par la chaleur, ne décomposant pas l'eau, non acidifiables.*

301. Ces métaux sont au nombre de 10, savoir :

L'Antimoine.	Le Bismuth.
L'Urane.	Le Cuivre.
Le Cérium.	Le Tellure.
Le Cobalt.	Le Nickel.
Le Titane.	Le Plomb.

A. *Antimoine.*

302. L'antimoine est solide, lamelleux, blanc bleuâtre, très-cassant; il cristallise en cube. Sa densité est de 6,70. Il est fusible à une température inférieure à celle de la chaleur rouge : par le refroidissement, sa surface présente une cristallisation semblable à des feuilles de fougère. Il n'est point volatil.

303. On trouve l'antimoine à l'état natif, à l'état d'oxide, à l'état de sulfure, et, enfin, à l'état d'oxide sulfuré; c'est à l'état de sulfure qu'on le rencontre le plus communément. L'antimoine natif existe en Suède, au Hartz, à Allemont près de Grenoble. On obtient l'antimoine métallique en transformant le sulfure en oxide et en calcinant fortement cet oxide avec du tartre.

304. L'antimoine n'éprouve qu'une faible altération dans l'air à la température ordinaire; mais, à une température élevée, il absorbe rapidement l'oxigène et se transforme en un oxide blanc. Pour que la combustion soit rapide, il faut agiter le métal. Le meilleur procédé pour brûler l'antimoine, consiste à le faire rougir dans un creuset et à le projeter sur le sol : il se divise en un grand nombre de petits globules qui, en traversant l'air, brûlent avec une grande activité. L'an-

timoine se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium.

305. L'antimoine décompose les acides nitrique, nitreux, sulfurique, sélénique et iodique ; il se forme avec tous ces acides un oxide qui se précipite, et avec les deux derniers il se formerait probablement un iodure ou un séléniure.

306. L'antimoine fait partie de l'alliage des caractères d'Imprimerie ; ses oxides entrent dans la composition de plusieurs médicamens et de plusieurs matières colorantes.

307. La découverte de l'antimoine remonte à une époque qui n'est point connue ; mais sa préparation fut publiée pour la première fois, par Bazile Valentin, à la fin du 15e siècle. On le désignait autrefois sous le nom de Régule d'Antimoine, de Stibium. Le poids relatif de sa molécule est de 5,625.

B. *Urane.*

308. L'urane est solide, cassant, d'un gris foncé; facilement entamé par le couteau. Sa densité est de 8,7; on ne l'a jamais obtenu bien fondu. Ce métal n'existe dans la nature qu'à l'état d'oxide; on l'obtient en décomposant ses oxides par le charbon, à une très-haute température. L'urane est inaltérable à l'air, mais il s'oxide à la chaleur rouge; il décompose les acides nitrique et nitreux, et très-probablement les acides sulfurique, iodique et sélénique. Il a été découvert par Klaproth, en 1789. Son nom dérive de celui de la planète *Uranus.* Il est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est de 15,625.

C. *Cérium.*

309. Le cérium est solide, fragile, lamelleux, d'un blanc grisâtre. Sa densité est inconnue; il est presque infusible. Jusqu'ici on ne l'a trouvé dans la nature qu'à l'état d'oxide, combiné avec la silice et l'oxide de fer dans la mine de Bastanès, en Suède; avec la silice, l'oxide de fer, la chaux et l'alumine dans le Groenland; enfin, avec l'acide fluorique, et avec cet acide et l'ittria, dans les environs de Falhun. On l'obtient en calcinant un de ses oxides avec du charbon à une très-haute température. Ce métal n'a aucune action sur l'air à la température ordinaire; mais, à la chaleur rouge, il absorbe l'oxigène et se transforme en un oxide brun,

et n'est point attaqué par l'acide nitrique. Ce métal a été découvert par MM. Hisinger et Berzélius, en 1804. Il est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est de 5,75.

D. *Cobalt.*

310. Le cobalt est solide, dur, fragile, d'un grain fin et serré; sa couleur et son éclat sont analogues à ceux de l'étain. Sa densité est de 8,5384. La température de sa fusion est très-voisine de celle du fer, elle a lieu à 130° du pyromètre de Wedgwood; il n'est point volatil; il est magnétique. Le cobalt n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec le soufre et l'arsenic, à l'état d'oxide, de sulfate et d'arseniate. C'est en calcinant l'oxide de cobalt avec le charbon à une température très-élevée, qu'on obtient ce métal. Le cobalt est inaltérable dans l'air à la température ordinaire; mais, à la chaleur rouge, il absorbe l'oxigène et se transforme en oxide noir. Il se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre et le séléuium; il décompose les acides nitreux, nitrique et probablement les acides sulfurique, iodique et sélénique. Ce métal a été découvert par Brandt, en 1733. A l'état métallique, il est sans usage; mais plusieurs de ses combinaisons sont employées pour colorer le verre en bleu, et dans la peinture en émail. Le poids relatif de sa molécule est de 3,250.

E. *Titane.*

311. Le titane jusqu'ici n'a été obtenu qu'en pellicules friables, d'un rouge plus foncé que le cuivre; infusible au plus haut degré de chaleur que nous puissions produire On ne connaît point sa densité. Ce métal n'existe dans la nature qu'à l'état d'oxide pur, ou combiné avec l'oxide de fer, ou avec la silice et la chaux. C'est en calcinant l'oxide de titane et le charbon à une très-haute température, que l'on parvient à se procurer ce métal. Il n'absorbe l'oxigène de l'air qu'à la chaleur rouge ou à une température inférieure, lorsqu'il est en contact avec la soude ou avec la potasse; il ne décompose aucun acide. Jusqu'ici on ne l'a combiné avec aucun corps simple non métallique. Le titane a été découvert, en 1781, par M. Gregor, religieux de Ménachan, en Cornouailles, dans un fossile de la commune de Ménachan. Il fut d'abord désigné sous le nom de *Ménachine*; Klaproth le découvrit aussi de son côté, en 1795, dans le schorl rouge de Hongrie, et lui donna le nom de Titane; ce ne fut qu'en 1795 que ce dernier reconnut l'identité de la ménachine et du titane. Le titane est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est de 18.

F. *Bismuth.*

312. Le bismuth est solide, lamelleux, très-cassant, d'un blanc jau-

nâtre ; sa densité est de 9,822. A la température de 256° il entre en fusion. Il n'est point volatil ; il cristallise en cube (1).

313. Le bismuth se trouve dans la nature à l'état natif, à l'état d'oxide, et, enfin, combiné avec le soufre et l'arsenic. Le bismuth s'obtient en soumettant à l'action de la chaleur le minerai qui le renferme : comme il est très-fusible, il se rassemble promptement à la partie inférieure du creuset.

314. L'air atmosphérique est sans action sur le bismuth à la température ordinaire ; mais, à une température élevée, ce métal absorbe l'oxigène, et se transforme en un oxide jaune qui se vaporise ; il se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium ; il décompose les acides nitrique et nitreux avec une grande énergie, et probablement les acides sulfurique, sélénique et iodique.

315. Le bismuth était connu au commencement du 16e siècle : on ignore quel est l'auteur de sa découverte. Ses usages sont très-bornés : il est employé pour donner à l'étain plus de solidité ; ses oxides servent dans la dorure sur porcelaine. Le poids de sa molécule est de 8,875.

G. *Cuivre.*

316. Le cuivre est solide, rouge, très-ductile ; il passe bien à la filière et au laminoir. Sa densité est de 8,895. Il entre en fusion à 27° du pyromètre de Wedgwood.

317. Le cuivre existe dans la nature à l'état natif, à l'état d'oxide, de sulfure et de sel. Les procédés d'extraction du cuivre étant très-compliqués, nous ne les indiquerons pas ici ; ils seront développés plus tard.

(1) Pour faire cristalliser le bismuth, on le fait fondre dans un creuset, et lorsque, par le refroidissement, il s'est formé à sa surface une croûte solide, on la perce avec une tige de fer, et on fait promptement écouler le métal encore liquide : en cassant le creuset, on trouve la surface inférieure de la croûte tapissée d'un grand nombre de petits cristaux cubiques disposés en retraite de manière à former des pyramides quadrangulaires renversées. Pour que cette opération réussisse bien, il faut que le bismuth soit parfaitement pur ; celui du commerce renferme presque toujours de l'arsenic : pour le purifier il faut le dissoudre dans l'acide nitrique, le précipiter par l'eau, et faire calciner le précipité avec du charbon.

318. Le cuivre n'éprouve aucune altération dans l'air sec, mais il s'oxide lentement dans l'air humide, et se transforme en carbonate, en absorbant l'acide carbonique de l'air : c'est à la formation de ce carbonate que sont dues ces taches vertes qui recouvrent les statues de bronze exposées à l'air. A une température élevée, le cuivre absorbe rapidement l'oxigène, et se transforme en un oxide brun noir. Ce métal s'oxide à la flamme d'une bougie et la colore en vert. Le cuivre se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium ; il décompose les acides nitrique, nitreux, sulfurique, sélénique et iodique. Il décompose l'ammoniaque, à une température très-élevée, de la même manière que le fer, sans absorber aucun de ses élémens ; mais il perd sa ductilité, et devient très-cassant.

319. La découverte du cuivre remonte à une époque très-reculée. Ce métal est un des plus utiles ; on l'emploie pour faire un grand nombre d'ustensiles, pour former le laiton ou cuivre jaune, et beaucoup d'autres produits dont nous parlerons dans la suite. Le poids relatif de sa molécule est de 18,25.

H. *Tellure.*

320. Le tellure est solide, lamelleux, très-cassant ; sa couleur est intermédiaire entre celles de l'étain et de l'antimoine ; sa densité est de 6,115. Ce métal est fusible à une température un peu plus élevée que le plomb ; il est volatil : on peut facilement constater ces phénomènes dans une cloche courbe, pleine d'azote ou d'hydrogène.

Le tellure existe dans la nature, combiné 1° avec le fer et l'or, dans les mines de Fatzebay en Transylvanie, et de Maria-Loretto ; 2° avec l'or et l'argent, à Offenbanya en Transylvanie ; cette mine est désignée sous le nom d'Or Graphique ; 3° avec le plomb, l'or, l'argent, le soufre et le cuivre, à Nagyag en Transylvanie. On l'obtient en traitant son oxide par le charbon à une température peu élevée. Dans l'air sec le tellure est inaltérable, à la température ordinaire ; mais lorsqu'il est humide, il se ternit promptement. A une température élevée il brûle rapidement, et donne naissance à un oxide blanc, volatil, dont l'odeur est analogue à celle du radis noir ; c'est ce qu'il est facile de vérifier en plaçant un fragment de tellure dans une cavité pratiquée sur un charbon, et en dirigeant dessus la flamme d'une bougie, au moyen d'un chalumeau. Il se combine avec l'hydrogène, le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode

et le sélénium ; il décompose les acides nitreux, nitrique, sulfurique, iodique et sélénique. Le tellure a été découvert par Muller, en 1782. Il est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est de 8,06.

I. *Nickel.*

321. Le Nickel est solide, très-ductile, moins blanc que l'argent ; passe facilement au laminoir et à la filière. Fondu, sa densité est de 8,279 ; forgé, elle est de 8,666. Il jouit de la faculté magnétique, mais à un moindre degré que le fer. Ce métal n'est fusible qu'à une température extrêmement élevée ; il paraît qu'il est volatil ; car, lorsqu'on le soumet à l'action de la plus haute température que nous puissions produire, on trouve de petits grains métalliques à la partie inférieure du couvercle du creuset.

322. Ce métal existe dans la nature, combiné avec plusieurs métaux, principalement avec l'arsenic, le fer et le cobalt, à l'état d'oxide et à l'état d'arseniate. C'est en calcinant l'oxide de nickel avec le charbon qu'on parvient à se procurer ce métal.

323. Le nickel, à la température ordinaire, n'est altérable que dans l'air humide ; mais, à une température élevée, il absorbe rapidement l'oxigène et se transforme en un oxide vert ; il se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre et l'iode, et probablement aussi avec le sélénium. Il décompose les acides nitreux, nitrique, sulfurique, iodique et sélénique.

Ce métal a été découvert par Cronstedt, de 1751 à 1754, dans le *Kupfernickel* (faux cuivre), minéral composé de nickel, d'arsenic, de fer, de cobalt et de soufre; mais ce ne fut qu'en 1775 que Bergmann démontra que ce métal était réellement distinct de tous les autres. Il est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est de 3,25.

K. *Plomb.*

324. *Propriétés Physiques.* Le plomb est solide, d'un blanc grisâtre ; il est très-mou ; il laisse une trace sur le papier et passe bien au laminoir, mais mal à la filière. Sa densité est de 11,352. Il entre en fusion à 260° ; il n'est point volatil.

325. *État Naturel et Préparation.* Le plomb n'existe jamais pur dans la nature ; on ne le rencontre jamais qu'à l'état d'oxide, de sulfure ou de sel. On l'obtient en transformant le sulfure en oxide et réduisant l'oxide par le charbon à une température élevée.

326. *Propriétés Chimiques.* Le plomb ne s'altère que très-lentement

dans l'air humide ; mais, à la température de sa fusion, il absorbe rapidement l'oxigène et se transforme en un oxide jaune. Le plomb se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium. Il décompose les acides nitreux, nitrique, sulfurique, iodique et sélénique.

327. *Histoire*, *Usages*. La découverte du plomb remonte à la plus haute antiquité. Ses usages sont très-nombreux : pur, il est employé pour couvrir les édifices, pour faire des tuyaux de conduits, les chambres destinées à la fabrication de l'acide sulfurique, les chaudières de concentration, etc. ; combiné avec la moitié de son poids d'étain, il constitue la soudure des plombiers, et, avec le $\frac{1}{4}$ de son poids d'antimoine, l'alliage des caractères d'Imprimerie ; on emploie aussi dans les arts un grand nombre de ses autres combinaisons. Le poids relatif de sa molécule est de 13.

§ VI.

6e Ordre. *Métaux Oxidables à l'air et Réductibles par la chaleur.*

328. Cet ordre ne renferme que deux métaux : le Mercure et l'Osmium.

A. *Mercure.*

329. Le mercure est liquide, d'un blanc éclatant. Sa densité est de 13,568. Il se congèle à 40° au-dessous de zéro et entre en ébullition à 350°. La congélation du mercure peut s'effectuer en introduisant le mercure dans la boule d'un tube de thermomètre que l'on place dans un mélange frigorifique (1). La distillation peut se pratiquer dans une

(1) Nous connaissons maintenant un grand nombre de substances qui, par leur action réciproque, absorbent une grande quantité de chaleur ; c'est toujours par la liquéfaction d'une ou de plusieurs de ces substances que ce phénomène est produit. Le mélange le plus économique pour produire la congélation du mercure, est celui qui résulte de 3 parties d'hydro-chlorate de chaux et de 2 de neige ; mais comme la chaleur absorbée n'est que de 27°, il faudra d'abord faire refroidir le sel et

cornue de verre ; mais il est plus prudent de ne la faire que dans une cornue de grès ou de fer, surtout si on opère sur des masses un peu considérables.

330. Le mercure se trouve dans la nature à l'état natif, combiné avec l'argent, avec le mercure, et, enfin, avec le chlore. C'est toujours du sulfure de mercure qu'on l'extrait, en le calcinant avec de la craie.

331. Le mercure est inaltérable dans l'air sec ou humide, à la température ordinaire ; mais, à une température voisine de son ébullition, il absorbe l'oxigène et se transforme en un oxide rouge, qui repasse à l'état métallique à une température un peu plus élevée. Le mercure se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium ; il décompose les acides nitreux, nitrique, hydriodique, à la température ordinaire ; et à une température plus élevée, les acides sulfurique, chlorique, sélénique et iodique.

332. La découverte du mercure remonte à l'époque la plus reculée ; c'est un des métaux sur lesquels les alchimistes ont le plus travaillé. Les usages du mercure sont très-nombreux ; on l'emploie dans la fabrication des thermomètres et des baromètres ; allié à l'étain, il forme le tain des glaces ; combiné avec le soufre, il constitue le cinabre et le vermillon. C'est avec le mercure qu'on exploite un grand nombre de mines d'or et d'argent ; enfin, on l'emploie en médecine, à l'état métallique ou d'oxide mêlé avec des graisses, ou à l'état de sel. Le poids relatif de la molécule du mercure est de 24.

B. *Osmium.*

333. L'osmium est solide, bleuâtre : comme on n'est point encore parvenu à le fondre, qu'on ne l'a obtenu qu'en poudre, on ne connaît point ses autres propriétés physiques. Jusqu'ici ce métal ne s'est rencontré que dans la mine de platine en petits grains durs et brillans, formés d'osmium et d'iridium ; on l'obtient par un

la neige séparément dans un mélange frigorifique et les mêler ensuite : la glace ne produirait pas le même abaissement de tempéra.ure, parce que n'étant pas aussi divisée que la neige, l'action serait successive.

procédé que nous développerons plus tard. L'osmium paraît n'avoir aucune action sur l'air à la température ordinaire ; mais, par la chaleur, il absorbe l'oxigène et se transforme en un oxide volatil dont l'odeur est très-piquante. On ne connaît aucune de ses combinaisons avec les corps simples non métalliques ; il n'est point attaqué par l'acide nitrique, ni par l'eau régale (acide hydro-chloro-nitrique) ni probablement par tous les autres. Ce métal a été découvert par Tennant, en 1803 ; il est rare et sans usage.

§ VII.

7e Ordre. *Métaux non Oxidables à l'air et Réductibles par la chaleur.*

334. Ces métaux sont au nombre de 6, savoir :

L'Argent.	Le Platine.
Le Palladium.	L'Or.
Le Rhodium	L'Iridium.

A. *L'Argent.*

335. *Propriétés Physiques.* L'argent est solide, d'un blanc éclatant, très-malléable ; on peut le réduire en feuilles et en fils d'une ténuité extrême. Sa ténacité est très-grande ; fondu, sa densité est de 10,474, et lorsqu'il a été fortement écroui, elle s'élève jusqu'à 10,510. L'argent entre en fusion à 20° du pyromètre de Wedgwood, un peu au-dessus de la chaleur rouge cerise ; il n'est point volatil à la température de nos fourneaux ; mais, d'après M. Vauquelin, lorsqu'on dirige un courant d'oxigène sur un petit morceau d'argent placé dans une cavité pratiquée dans un charbon, l'argent se vaporise et brûle, en produisant une lumière jaune.

336. *État Naturel.* L'argent se trouve dans la nature à l'état natif et combiné avec le soufre, le chlore, l'antimoine, l'arsenic, le mercure, et, enfin, à l'état d'oxide et en combinaison avec le soufre et l'antimoine. L'argent natif se présente tantôt sous la forme d'octaèdre, tantôt en forme de rameaux, tantôt en filamens cylindriques et contournés, dont la grosseur varie depuis celle du doigt jusqu'à celle d'un

cheveu ; enfin, on le trouve quelquefois en masses d'une grosseur considérable : l'argent natif n'est jamais pur ; il renferme ordinairement de l'or, de cuivre, de l'arsenic et du fer : l'argent natif se trouve dans presque toutes les mines d'argent exploitées. On le rencontre en Norvège, en Sibérie, au Hartz, en Espagne, à Allemont près Grenoble, etc. Nous développerons plus tard les procédés de son extraction.

337. *Propriétés Chimiques.* L'argent est inaltérable à l'air, même à une température élevée, puisque son oxide est réductible par la chaleur ; il se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre et le sélénium. Il est fortement attaqué, à la température ordinaire, par les acides nitreux, nitrique et hydro-sulfurique ; il se forme alors un sel soluble ou un sulfure ; il décompose aussi, mais à une température plus élevée, les acides sulfurique, iodique, sélénique et hydriodique. Il agit sur l'ammoniaque comme le fer et le cuivre.

338. *Histoire*, *Usages.* L'argent est employé sous un grand nombre de formes différentes : à l'état métallique et allié avec une petite portion de cuivre, qui augmente sa solidité, il sert à faire un grand nombre d'ustensiles ; en lingots, portant un certificat de leur poids et leurs titres, on l'emploie sous le nom de Monnaie ; enfin, plusieurs de ses combinaisons sont usitées en médecine. La découverte de l'argent remonte à la plus haute antiquité. Le poids relatif de sa molécule est de 13,75.

B. *Palladium.*

339. Le palladium est solide, blanc ; sa dureté est plus grande que celle du fer forgé, il est cependant très-malléable ; il passe facilement à la filière et au laminoir. Sa densité varie de 11,3 à 11,8 ; il n'est fusible qu'au plus haut degré de chaleur que nous puissions produire ; on le fond facilement sur le charbon au moyen d'un courant de gaz oxigène. Jusqu'ici on n'a trouvé le palladium que dans la mine de platine, et il n'en forme qu'une très-petite portion ; on ne l'obtient que par un procédé très-compliqué, que nous développerons plus tard.

Le palladium paraît inaltérable à l'air à une température quelconque. Ce métal décompose l'acide nitrique et se dissout, mais l'action est très-lente, même à chaud ;



il décompose aussi l'acide iodique ; il est probable qu'il n'a aucune action sur les autres acides. Ce métal a été découvert, en 1803, par Wollaston ; le poids relatif de sa molécule est de 7.

C. *Rhodium.*

340. Le rhodium est solide, cassant, gris, infusible. Sa densité est de 11. On ne le trouve que dans la mine de platine ; il n'y existe qu'en très-petite quantité. On l'obtient par un procédé compliqué, dont il sera question au chapitre consacré à la préparation des métaux. Le rhodium est inaltérable à l'air à toutes les températures ; il n'est attaqué par aucun acide. Ce métal a été découvert par Wollaston, en 1804 ; il est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est de 15.

D. *Platine.*

341. Le platine est solide ; son éclat est analogue à celui de l'argent. Il est très-malléable ; il passe bien au laminoir et beaucoup mieux encore à la filière. Sa densité est de 20,98. On ne peut le fondre qu'en très-petites masses et par un courant d'oxigène.

342. Le platine n'existe que combiné avec le fer, le rhodium, le palladium, le plomb, le cuivre et le soufre ; ordinairement en petits grains aplatis, mêlés en même temps avec de l'oxide de fer et de titane ; avec des paillettes d'or, qui renferment de l'argent et du palladium ; avec des grains d'osmium combiné avec l'iridium, et enfin avec du sable. Le platine existe au Choco, à St.-Domingue, et dans la mine d'argent du Guadalcanal en Espagne. Il ne sera question que plus tard du mode d'extraction du platine.

343. Le platine est inaltérable à l'air, à toutes les températures ; mais, par une forte décharge électrique, il se transforme en un oxide brun ; il se combine avec le chlore, le phosphore et le soufre ; il n'est attaqué que par les acides hydro-chlorique et iodique (1). Le platine décompose l'ammoniaque à la chaleur rouge, sans absorber aucun de ses élémens, mais en perdant sa ductilité.

(1) Les vases de platine sont inaltérables par la chaleur et la plupart des acides ; mais ils sont facilement attaqués par les alcalis à une température élevée, par le plomb, le fer, le phosphore et l'arsenic.

344. Le platine commence à être très-employé dans les arts, parce qu'il est infusible et inattaquable par la plupart des acides : il sert à faire des creusets, des tubes, des chaudières, des alambics, à garnir la lumière et le fond des bassinets des armes à feu, etc. Le platine a été découvert par Wood, essayeur de la Jamaïque, en 1741. Le poids relatif de la molécule de platine est de 22,625.

E. *Or.*

345. L'or est solide, jaune, très-malléable ; on peut le réduire en feuilles de $0^m,00009$ d'épaisseur et en fils d'une ténuité extrême. Sa densité est de 19,257. Il n'est fusible qu'au-dessus de la chaleur rouge à environ 32° du pyromètre de Wedgwood ; il n'est point volatil.

346. L'or n'existe dans la nature qu'à l'état natif ou combiné avec l'argent, le cuivre, le fer, le tellure ou dans les sulfures de fer, de zinc, de plomb, de mercure et de cuivre. L'or se trouve en paillettes, en grains ou en rameaux : en paillettes, il se rencontre dans les terrains de sédimens et dans les sables d'un grand nombre de rivières ; en grains ou en rameaux, il n'existe que dans les terrains primitifs. Les mines d'or les plus importantes sont : en Europe, celles de Nagyag en Transylvanie (1) : en Asie, celles de Schlangenberg et de Beresof en Sibérie (2) ; celles du Japon, des îles Formose, de Ceylan, de Java et de Sumatra : en Afrique, les mines du Kordofan, entre le Darfour et l'Abyssinie, celles qui sont placées au Sud du grand désert de Zaahra ; enfin, celles du pays de Bambouk (3) : en Amérique, les mines du Brésil, du Choco, du Chili et du Mexique (4) : une grande partie de ces mines sont des terrains d'alluvion, où l'or se trouve disséminé en paillettes.

---

(1) Dans la mine de Nagyag, l'or est uni au tellure ; la plupart des rivières de ce pays sont aurifères. Les mines de Hongrie produisent annuellement 650 kilogrammes d'or.

(2) A Schlangenberg, l'or est à l'état natif dans une cornéenne ; à Beresof, l'or est renfermé dans des pyrites, en partie décomposées, disséminées dans un filon de quarz gras. Le produit annuel des mines de Sibérie est évalué à 1700 kilogrammes.

(3) Dans toutes les mines d'Afrique, l'or est en paillettes, disséminées dans des sables ou dans des terrains d'alluvion.

(4) Au Brésil, au Chili, l'or est en paillettes, dans un terrain d'alluvion ; il en est de même au

347. On exploite les mines d'or en lavant les terres qui renferment ce métal, et en traitant les résidus par le mercure.

348. L'or n'éprouve aucune altération dans l'air par l'action de la chaleur; il n'est attaqué que par l'acide hydro-chloro-nitrique et par l'acide iodique. Il se combine avec le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium.

349. Les usages de l'or sont les mêmes que ceux de l'argent; plusieurs combinaisons de l'or sont employées dans la peinture sur porcelaine et en médecine. Le poids relatif de sa molécule est de 24,875.

F. *Iridium.*

150. L'iridium est blanc comme le platine; on n'a point encore pu le fondre; on ne connaît point ses autres propriétés physiques. Il n'existe que dans la mine de platine, combiné avec l'osmium; il n'est attaqué par l'air et l'oxigène à aucune température, ni par aucun acide; on ne peut l'oxider qu'en le calcinant avec la potasse. Jusqu'ici on ne l'a combiné qu'avec le soufre. Il a été découvert par Descotils, en 1803. Il est sans usage. Le poids relatif de sa molécule est de 6.

Choco; mais les autres mines de Pérou se trouvent dans des filons de quarz gras; au Mexique, il est renfermé dans des filons argentifères. Le produit annuel des mines d'Amérique est évalué de 13 à 14,000 kilogrammes.



RÉSUMÉ DU CHAPITRE PREMIER.

Corps Simples Métalliques.

Propriétés Physiques.

Couleur des Métaux. { Argent, blanc pur; Molybdène et Urane, gris foncé; Osmium, noir bleuâtre; Or, jaune pur; Cuivre, jaune rougeâtre; Bismuth, blanc jaunâtre; Titane, rouge: tous les autres sont blancs avec des nuances plus ou moins fortes de gris ou de bleu.

Métaux Cassans. { Antimoine, Arsenic, Bismuth, Cérium, Chrôme, Cobalt, Colombium, Manganèse, Molybdène, Rhodium, Tellure, Tungstène, Titane, Urane.

Métaux Ductiles.
- Par ordre de leur plus grande facilité à passer à la filière. } Or, Argent, Platine, Fer, Cuivre, Zinc, Étain, Plomb, Nickel, Palladium, Cadmium.
- Par ordre de leur plus grande facilité à passer au laminoir. } Or, Argent, Cuivre, Étain, Platine, Plomb, Zinc, Fer, Nickel, Palladium, Cadmium.
- Par ordre de ténacité. Fer, Cuivre, Platine, Argent, Or, Étain, Zinc.

DENSITÉS.	
Platine	20,98
Or	19,257
Tungstène	17,6
Mercure	13,568
Palladium	11,3
Plomb	11,352
Argent	10,474
Bismuth	9,822
Cobalt	8,538
Urane	9,00
Cuivre	8,898
Cadmium	8,604
Arsenic	8,308
Nickel	8,279
Fer	7,788
Molybdène	7,400
Étain	7,291
Zinc	6,861
Manganèse	6,850
Antimoine	6,702
Tellure	6,115
Sodium	0,972
Potassium	0,865

TEMPÉRATURES DE LEUR FUSION.	
Thermomètre Centigrade.	
Mercure	− 39°
Potassium	+ 58°
Sodium	+ 90°
Étain	+ 210°
Bismuth	+ 256°
Plomb	+ 260°
Tellure	
Arsenic	
Zinc	370°
Antimoine	
Cadmium	
Pyromètre de Wedgwood.	
Argent	20°
Cuivre	27°
Or	32°
Cobalt	
Fer	de 130° à 158°
Manganèse	160°
Nickel	160°
Palladium, Molybdène, Urane, Tungstène, Chrôme	Presque infusibles à la forge, fusibles au chalumeau d'oxigène et d'hydrogène.
Titane, Cérium, Osmium, Iridium, Rhodium, Platine, Colombium	Infusibles à la forge, fusibles au chalumeau d'oxigène et d'hydrogène.

POIDS RELATIFS DE LEURS MOLÉCULES.	
Aluminium	1,128
Lithium	1,25
Magnésium	1,50
Glucinium	2,28
Calcium	2,50
Sodium	3,00
Nickel	3,25
Cobalt	3,25
Fer	3,30
Manganèse	3,50
Chrôme	3,50
Tellure	4,00
Ittrium	4,00
Zinc	4,18
Zirconium	4,625
Arsenic	4,75
Potassium	5,00
Strontium	5,500
Antimoine	5,623
Cérium	5,75
Molybdène	6,00
Iridium	6,00
Cadmium	7,00
Palladium	7,00
Étain	7,375
Cuivre	8,00
Barium	8,75
Bismuth	8,875
Tungstène	12,00
Plomb	13,00
Argent	13,75
Rhodium	15,00
Urane	16,628
Colombium	18,00
Titane	18
Platine	22,615
Or	24,875
Mercure	25

DÉCOUVERTES.		
Or, Argent, Fer, Cuivre, Mercure, Plomb, Étain	Connus de toute antiquité.	
Zinc	Paracelse, au 16e siècle.	
Bismuth	id.	
Antimoine	id.	
Arsenic, Cobalt	Brandt	1733
Platine	Wood	1741
Nickel	Crônstedt	1751
Manganèse	Gahn	1774
Tungstène	d'Elhuyart	1781
Tellure	Muller	1782
Molybdène	Hielm	1782
Titane	Gregor	1781
Urane	Klaproth	1789
Chrôme	Vauquelin	1797
Colombium	Hatchett	1802
Palladium, Rhodium	Wollaston	1803
Iridium	Descotils	1803
Osmium	Tennant	1803
Cérium	Hisinger et Berzélius	1804
Potassium, Sodium, Barium, Strontium, Calcium	Davy	1807
Cadmium	Stromeyer	1818
Lithium	Arfwedson	1818

Métaux Magnétiques : Fer, Nickel, Cobalt.

État Naturel.

Les métaux qu'on rencontre à l'état natif sont : le Fer, l'Arsenic, l'Antimoine, le Bismuth, le Cuivre, le Plomb, le Mercure, l'Argent, l'Or, le Platine, le Rhodium, le Palladium et l'Iridium : tous, excepté quelques-uns du 7e ordre, se trouvent à l'état d'oxide, de combinaison avec le soufre, alliés à plusieurs autres, ou, enfin, à l'état de sel.

Propriétés Chimiques.

MÉTAUX dont les oxides sont irréductibles, et qui ne sont admis que par analogie.	MÉTAUX OXIDABLES À L'AIR et dont les oxides sont irréductibles par la chaleur.				MÉTAUX. Oxidables à l'air et réductibles par la chaleur	MÉTAUX Non oxidables à l'air et réductibles par la chaleur.
	DÉCOMPOSANT L'EAU.		NE DÉCOMPOSANT PAS L'EAU.			
	A la température ordinaire.	A la chaleur rouge.	Acidifiables.	Non acidifiables.		
1er ORDRE.	2e ORDRE.	3e ORDRE.	4e ORDRE.	5e ORDRE.	6e ORDRE.	7e ORDRE.
Zirconium. Thorinium. Aluminium. Ittrium. Glucinium Magnesium.	Calcium. Strontium. Barium. Lithium Sodium. Potassium.	Manganèse. Zinc. Fer. Étain Cadmium	Arsenic. Molybdène. Chrôme. Tungstène Columbium.	Antimoine. Urane. Cerium. Cobalt Titane. Bismuth. Cuivre. Tellure. Nickel. Plomb.	Mercure. Osmium.	Argent. Palladium. Rhodium. Platine. Or. Iridium.

Le chlore, le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium se combinent directement avec presque tous les métaux. L'hydrogène se combine seulement avec le potassium, l'arsenic et le tellure; l'azote, avec le potassium; le bore, avec le fer et le platine; le charbon, avec le fer.

L'eau est décomposée, à la température ordinaire, par les métaux du 2e ordre, et, à la chaleur rouge, par ceux du 3e; ces derniers la décomposent à la température ordinaire lorsqu'elle contient de l'acide sulfurique, hydro-chlorique ou fluorique.

L'eau oxigénée est décomposée par tous les métaux, excepté le fer, l'étain, l'antimoine et le tellure. Les métaux du 7e ordre dégagent l'oxigène sans en absorber; ceux du 3e, du 4e et du 5e absorbent une partie de l'oxigène et passent à l'état d'oxide ou d'acide.

Le protoxide d'azote est décomposé à la chaleur rouge par les métaux du 3e ordre et, probablement, par ceux du 5e.

Les oxides de chlore sont décomposés par tous les métaux; plusieurs s'enflamment à une température élevée; tels sont : le potassium, le sodium, l'antimoine, le cuivre, l'arsenic et le fer.

L'oxide de carbone est décomposé par le potassium et le sodium.

L'ammoniaque est décomposé par le potassium, le sodium, le fer, le cuivre, l'argent, le platine et l'or; les deux premiers produisent des azotures ammoniacaux; les 5 derniers séparent les élémens de l'ammoniaque sans en absorber aucun, mais ils deviennent cassans.

Les acides nitrique et nitreux sont décomposés par tous les métaux, excepté le chrôme, le tungstène, le colombium, le cérium, le titane, l'osmium, le rhodium, l'or, le platine et l'iridium.

L'acide phosphorique est décomposé par les métaux des 2e et 3e ordres et quelques-uns du 5e.

L'acide sulfurique est décomposé par les mêmes que l'acide nitrique, mais à une température plus élevée.

L'acide iodique est décomposé par presque tous, même l'or et le platine.

L'acide borique est décomposé par le potassium et le sodium.

L'acide carbonique est décomposé par le potassium, le sodium et le fer.

L'acide hydro-chlorique est décomposé par ceux des 3 premiers ordres.

L'acide hydro-sulfurique est décomposé par presque tous.

CHAPITRE II.

Composés Métalliques Combustibles.

351. Les composés dont il sera question dans ce chapitre résultent des combinaisons des métaux avec les corps simples combustibles non métalliques, et des combinaisons des métaux entre eux.

§ Ier.

Combinaisons de l'Hydrogène avec les Métaux.

352. L'hydrogène ne se combine qu'avec le potassium, l'arsenic et le tellure.

A. *Combinaisons de l'Hydrogène et du Potassium.*

353. L'hydrogène et le potassium se combinent en 2 proportions différentes et forment 2 corps composés, dont l'un est solide et porte le nom d'Hydrure, et dont l'autre est gazeux et se désigne sous le nom de Gaz Hydrogène Potassié.

354. *Hydrure de Potassium.* Ce corps est solide, gris et sans éclat métallique; ses élémens se séparent à une température peu élevée; en contact avec le mercure, la décomposition a lieu plus facilement, il se forme alors un amalgame de potassium. L'hydrure de potassium s'enflamme dans l'air à l'aide de la chaleur, et décompose l'eau comme le potassium; il s'obtient en chauffant le potassium dans une cloche courbe pleine d'hydrogène à une température convenable. Ce corps est sans usage. Il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard.

355. *Gaz Hydrogène Potassié.* Ce gaz est incolore; s'enflamme spontanément dans l'air; perd cette propriété dans l'espace de quelques heures, parce qu'une portion du métal se dépose; mais il s'enflamme encore à l'aide de la chaleur: le produit de sa combustion est de l'eau et de l'oxide de potassium. Ce gaz s'obtient en traitant la potasse par le fer, à une très-haute température; l'hydrogène provient de la décomposition de l'eau que la potasse renferme toujours. Ce gaz est sans usage. Il a été découvert par Sementini.

B. Combinaisons de l'Hydrogène et de l'Arsenic.

356. L'arsenic, comme le potassium, se combine en deux proportions différentes avec l'hydrogène, et forme deux composés dont l'un est solide et l'autre est gazeux.

357. *Hydrure d'Arsenic.* Ce corps est solide, brun rouge, sans éclat, sans odeur, ni saveur; il ne se décompose pas à la chaleur rouge : c'est ce qu'on peut facilement vérifier en faisant chauffer l'hydrure d'arsenic dans une cloche courbe pleine d'azote reposant sur le mercure; il brûle dans l'air, à une température élevée; les produits de sa combustion sont de l'eau et de l'oxide d'arsenic; on ne connaît point l'action de ce corps sur ceux précédemment étudiés. On l'obtient, 1° en faisant plonger dans l'eau deux fils de platine communiquant avec les deux extrémités d'une pile voltaïque, et plaçant à l'extrémité du fil négatif (celui qui communique avec l'extrémité zinc) un fragment d'arsenic; l'eau est décomposée, et l'hydrogène se combine avec l'arsenic; 2° en traitant, par l'eau, à la température ordinaire, un alliage de potassium et d'arsenic; 3° en conservant sur l'eau du gaz hydrogène arseniqué; 4° en faisant passer du chlore dans de l'hydrogène arseniqué. L'hydrure d'arsenic est sans usage. Il a été découvert par MM. Davy, Gay-Lussac et Thénard.

358. *Gaz Hydrogène Arseniqué.* Ce gaz est incolore; son odeur est fétide. Sa densité est de 0,529. Il agit sur l'économie animale avec une très-grande énergie; c'est un poison violent (1). Il se liquéfie par un froid de 30°. On ignore s'il est décomposable par la chaleur; il brûle dans l'air et dans l'oxigène par la présence d'un corps incandescent ou par une étincelle électrique : dans l'air, une portion de l'arsenic échappe à la combustion, et il se forme un dépôt brun probablement composé d'hydrure d'arsenic. L'eau aérée le décompose lentement, une partie de l'hydrogène est brûlée par l'oxigène en dissolution dans l'eau, et il se forme un dépôt d'hydrure; à une température un peu élevée, le soufre, le potassium, le sodium et l'étain décomposent l'hydrogène arseniqué; l'hydrogène est mis en liberté et il se forme un sulfure d'arsenic ou un alliage. Ces expériences peuvent se faire facilement dans une cloche courbe sur le mercure; le chlore, à la température ordinaire, décompose le gaz hydrogène arseniqué, avec dégagement de chaleur et de lumière, il se forme de l'acide hydro-chlorique et un dépôt d'hydrure d'arsenic.

L'hydrogène et l'arsenic ne se combinent point directement; le procédé le plus simple pour effectuer cette combinaison, consiste à faire un alliage de 3 parties

(1) En 1815, Gehlen mourut pour avoir respiré, en faisant des recherches sur l'action de l'arsenic et de la potasse, une très-petite quantité de ce gaz délétère.

d'étain et d'une d'arsenic, et à traiter cet alliage par l'acide hydro-chlorique. Cette opération se fait en introduisant l'alliage pulvérisé et l'acide dans une fiole à médecine, au goulot de laquelle on adapte un tube recourbé qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ou de mercure.

On parvient facilement à analyser le gaz hydrogène arseniqué en chauffant un morceau d'étain dans une cloche courbe pleine de ce gaz; cependant les analyses qui ont été faites diffèrent beaucoup, c'est pourquoi nous n'en citerons aucune. Le gaz hydrogène arseniqué est sans usage. Il a été découvert par Schéele.

Combinaisons du Gaz Hydrogène et du Tellure.

Le gaz hydrogène et le tellure se combinent en 2 proportions différentes, et donnent naissance à un corps solide et à un gaz.

359. *Hydrure de Tellure.* Ce corps est solide, brun; on ne connaît presque aucune de ses propriétés; on l'obtient en plongeant dans l'eau deux fils de platine communiquant avec les extrémités d'une pile, et adaptant à l'extrémité du fil, communiquant avec le pôle négatif, un fragment de tellure; l'eau est décomposée, et son hydrogène se combine avec le tellure. Ce corps a été découvert par Ritter.

360. *Gaz Hydrogène Telluré.* Ce gaz est incolore, son odeur est analogue à celle du gaz hydrogène sulfuré. Sa densité est inconnue. Le gaz hydrogène telluré n'existe point dans la nature; on l'obtient en traitant successivement par l'eau et l'acide hydro-chlorique un alliage de potassium et de tellure : par l'eau, il se forme une combinaison de potasse et de gaz hydrogène telluré, d'un rouge très-foncé, et par l'acide hydro-chlorique, ce dernier se dégage et peut être recueilli sous des cloches pleines de mercure. Le gaz hydrogène telluré est combustible dans l'air par la présence d'un corps incandescent; il est soluble dans l'eau. Cette dissolution, abandonnée à l'air, absorbe l'oxigène; il se forme un hydrure qui d'abord colore la liqueur en rouge et ensuite se dépose sous la forme d'une poudre brune. L'hydrogène telluré se combine avec les alcalis, et paraît dans quelques circonstances jouer le rôle d'un acide. Il a été découvert par M. Davy.

L'hydrogène jouit encore de la propriété de se combiner avec l'ammoniaque et le mercure, ou le mercure et le potassium. Ces corps sont désignés sous les noms d'Hydrure Ammoniacal de Mercure, et d'Hydrure Ammoniacal de Mercure et de Potassium.

361. *Hydrure Ammoniacal de Mercure.* Ce corps est solide, possède l'éclat du mercure; sa densité est au-dessous de 3; il se décompose spontanément dans l'air;

le mouvement et les corps légers, tels que l'alcool, l'éther, accélèrent cette décomposition : l'hydrogène et l'ammoniaque se dégagent. L'hydrure ammoniacal de mercure s'obtient en introduisant du mercure dans une cavité pratiquée dans un fragment d'hydro-chlorate d'ammoniaque humide, et en plongeant dans le mercure un fil de platine communiquant avec le pôle négatif d'une pile voltaïque, et, au-dessous du sel ammoniac, du autre fil de platine en communication avec le pôle positif : l'eau et le sel ammoniac sont décomposés ; il se dégage du chlore, de l'oxigène, et l'hydrogène ainsi que l'ammoniaque se combinent avec le mercure, dont le volume augmente dans le rapport de 5 à 1. Ce corps a été découvert par M. Séebeck.

362. *Hydrure Ammoniacal de Mercure et de Potassium.* Cet hydrure possède les mêmes propriétés physiques que celui que nous venons de décrire ; seulement il ne se décompose pas instantanément, mais il est facilement décomposé par tous les corps qui peuvent oxider le potassium, c'est-à-dire, par l'air, l'eau et les acides ; il l'est même par le mercure. Cet hydrure s'obtient en mettant en contact avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque solide et humide, ou avec une dissolution concentrée d'ammoniaque, un amalgame liquide de potassium ; dans le premier cas, l'eau et le sel sont décomposés ; il se forme de l'hydro-chlorate de potasse, et l'hydrure en question ; dans la second, l'eau seule est décomposée, et il se forme de la potasse qui reste en dissolution. Cet hydrure est sans usage. Il a été découvert par M. Davy.

§ II.

Combinaisons de l'Azote avec les Métaux.

363. Parmi les métaux il n'en est aucun qui se combine directement avec le gaz azote, mais il en est deux qui se combinent avec lui par leur action sur l'ammoniaque : c'est le Potassium et le Sodium.

Azotures de Potassium et de Sodium.

364. Lorsqu'après avoir introduit du gaz ammoniac parfaitement sec dans une cloche courbe pleine de mercure, on y fait passer un fragment de potassium ou de sodium, à la température de leur fusion, ces métaux absorbent une partie du gaz et en décomposent une autre ; il se forme une matière solide, terne, verdâtre, composée du métal, d'azote et d'ammoniaque, et une certaine quantité d'hydrogène est mise en liberté. On observe que la quantité de gaz hydrogène dégagé est égale à celle qui se dégagerait de l'eau décomposée par la même quantité de métal : connaissant le volume de l'hydrogène dégagé de l'ammoniaque, il est facile d'en conclure la composition de l'azoture, car l'ammoniaque étant formé de trois volumes d'hydrogène

et d'un volume d'azote ; le volume d'azote combiné est le tiers de celui de l'hydrogène dégagé. On a trouvé aussi que l'azoture ammoniacal de potassium, sur 100 parties de métal, renfermait 11,728 d'azote, et que celui de sodium, sur 100 de métal, contenait 19,821 d'azote.

L'azoture ammoniacal de sodium ou de potassium soumis à l'action d'une chaleur croissante, se fond, laisse dégager de l'azote et de l'ammoniaque, redevient solide, et ne contient plus alors que de l'azote et du potassium ou du sodium. Exposé à l'air, l'azoture de potassium ou de sodium en absorbe l'eau, la décompose et se transforme en potasse, azote et ammoniaque ; il brûle à une température élevée ; décompose l'eau à la température ordinaire, en formant de la potasse et de l'ammoniaque ; tous les acides sont également décomposés par leur contact avec ces azotures ; il se forme constamment des sels à bases de potasse et d'ammoniaque. Les azotures de potassium et de sodium ne peuvent se conserver que dans l'huile de naphte.

§ III.

Combinaisons du Chlore avec les Métaux.

365. Tous les métaux se combinent avec le chlore, mais comme les chlorures se transforment en hydro-chlorates dans un grand nombre de circonstances, et que souvent il est impossible de déterminer d'une manière positive si un corps est un chlorure ou un hydro-chlorate, il en résulte qu'il est impossible de séparer l'histoire de ces deux classes de corps ; par conséquent, nous ne parlerons des chlorures que dans le Chap. XV du IIIe Livre.

§ IV.

Combinaisons du Phosphore avec les Métaux.

366. Le phosphore paraît susceptible de se combiner avec tous les métaux, et de former avec chacun d'eux autant de phosphures que ces métaux forment de chlorures, de sulfures ou d'oxides. Comme aucun phosphure n'existe dans la nature, et qu'ils ne sont jamais employés dans les arts, nous nous contenterons de les examiner d'une manière générale.

367. *Propriétés Physiques.* Tous les phosphures métalliques sont solides, inodores,

cassans (1). La plupart ont le brillant métallique. On ne connaît point leur pesanteur spécifique. Soumis à l'action de la chaleur, ils entrent en fusion à une température plus basse que le métal, s'il est difficile à fondre, et à une température plus élevée, s'il entre facilement en fusion. Plusieurs se décomposent à une température très-élevée ; le phosphore se réduit en vapeurs, et le métal est mis en liberté. C'est ce qui arrive aux phosphures de plusieurs métaux appartenant aux dernières sections.

368. *État Naturel et Préparation.* Aucun phosphure n'existe dans la nature. On les obtient par les procédés suivans :

1° En projettant des fragmens de phosphore sur le métal en fusion ou chauffé au rouge ; à chaque fois, une portion du phosphore se brûle, et une autre se combine avec le métal (2) ; on doit ajouter du phosphore jusqu'à ce qu'on juge que le métal ne peut plus en absorber. C'est par ce procédé que l'on obtient les phosphures de zinc, d'étain, d'antimoine, de cobalt, de bismuth, de cuivre, de nickel, de plomb, d'argent, de platine et d'or. Ce mode d'opération produit difficilement des phosphures constans dans leur composition.

2° En soumettant à l'action de la chaleur un mélange de phosphore et de métal. C'est ainsi qu'on obtient les phosphures de potassium, de sodium et d'arsenic ; le phosphure d'arsenic peut se faire dans un tube étroit fermé à sa partie inférieure ; les autres doivent être préparés dans une petite cloche courbe pleine d'azote ou d'hydrogène.

3° En faisant passer du phosphore en vapeurs sur le métal chauffé jusqu'au rouge brun ; on se sert pour cela d'un tube de verre de 10 à 15 millimètres de diamètre, fermé par une de ses extrémités et recourbé à 2 ou 3 centimètres de cette extrémité (*fig.* 78). On introduit du phosphore desséché au fond du tube et le métal en fils ou en limaille dans la partie moyenne ; on place le tube horizontalement dans un fourneau ; on effile l'extrémité à la lampe d'émailleur, et lorsque le métal a été chauffé à la température convenable, on réduit le phosphore en vapeurs. Pour éviter la combustion d'une partie du phosphore par l'air qui se trouve dans le tube et par celui qui rentre à la fin de l'opération, lorsque l'on fait tomber le feu, M. Dulong, à qui on doit ce mode de préparation, adapte à la partie courbe du tube (*fig.* 79), un autre d'un très-petit diamètre par lequel il fait arriver un courant d'hydrogène, et il fait communiquer l'autre extrémité du tube avec la partie supérieure d'une cloche pleine de mercure ; par le courant de gaz hydrogène on chasse l'air du tube, et en remplissant de ce gaz la cloche avec laquelle le tube est en communication, à la fin

(1) Les phosphures sont tellement cassans, que la plus petite portion de phosphore est capable de rendre aigre et cassant le métal le plus ductile. Aussi, toutes les mines de fer qui renferment du phosphate de fer donnent du fer cassant à chaud.

(2) Lorsque le métal absorbe facilement l'oxigène, comme le zinc, le cadmium, l'étain, il faut, sur le métal en fusion, mettre un peu de résine pour s'opposer à son oxidation.

de l'opération, ce gaz seul rentre dans le tube. Ce procédé est applicable à la formation des phosphures de tous les métaux qui ne fondent pas à 600°; il donne toujours des phosphures homogènes et constans dans leur composition.

4° En faisant chauffer sous l'eau un oxide et du phosphore, l'oxide est réduit; il se forme de l'acide phosphorique, peut-être un phosphate, et un phosphure. Ce procédé n'est applicable qu'à la préparation du phosphure de mercure, qu'il est presque impossible d'obtenir directement.

5° En soumettant à l'action d'une température très-élevée un mélange d'acide phosphorique vitreux, de métal en poudre et $\frac{1}{16}$ de leur poids de noir de fumée, ou bien de deux parties de phosphate acide de chaux, d'une de métal pur ou oxidé, et de $\frac{1}{10}$ ou $\frac{2}{10}$ de charbon. L'acide phosphorique est réduit par le charbon, le phosphure se forme, et entre en fusion. On peut obtenir, par ce procédé, les phosphures des métaux des 5 derniers ordres.

6° En décomposant un phosphate neutre par le charbon à une très-haute température; ce procédé est applicable, comme le quatrième, à la formation des phosphures des 5 derniers oxides, parce que tous les oxides de ces métaux sont réductibles par le charbon.

7° En faisant passer un courant de gaz hydrogène phosphoré dans une dissolution d'un sel métallique, l'oxigène de l'oxide métallique se combine avec l'hydrogène du gaz; il se forme de l'eau, et un phosphure qui se précipite; ce mode de préparation est principalement applicable aux phosphures des métaux qui ont peu d'affinité pour le phosphore, et dont les phosphures sont facilement décomposés par la chaleur. Les 3 derniers procédés donnent évidemment des phosphures constans dans leur composition.

369. *Propriétés Chimiques.* Il y a des phosphures qui résistent à une température très-élevée, il en est d'autres qui se décomposent en laissant dégager le phosphore à l'état de vapeurs, tels sont les phosphures d'or, d'argent, de plomb.

On connaît peu par expérience l'action de l'air sur les phosphures, mais il est facile de la prévoir d'une manière générale, en se rappelant que le phosphore est très-combustible, qu'un grand nombre de métaux sont oxidables à une température plus ou moins élevée, que l'acide phosphorique a une grande affinité pour les oxides métalliques, et principalement pour ceux qui retiennent l'oxigène avec une grande force, que l'acide phosphorique est volatil, et enfin que les oxides des 2 derniers ordres sont réductibles par la chaleur. En effet, à la température ordinaire peu de phosphures doivent être altérés; mais, à une température plus ou moins élevée, le phosphore doit toujours se transformer en acide phosphorique : si à cette température le métal s'oxide, il se formera un phosphate, et le phosphate, à une température plus élevée, pourra persister, ou se décomposer : s'il se décompose, l'acide phosphorique se dégagera, et on obtiendra un oxide métallique, si le métal appartient au 5 premiers

ordres, et le métal mis à nu, s'il appartient au 2 derniers ordres. Si lors de la combustion du phosphore le métal ne s'oxide pas, et s'il reste à l'état métallique jusqu'à la température de la volatilisation de l'acide phosphorique, on obtiendra encore le métal pour résidu.

On ne connaît point l'action des corps combustibles sur les phosphures. Tous les phosphures du 2[e] ordre décomposent l'eau à la température ordinaire; il en résulte un oxide qui reste en dissolution et du gaz hydrogène phosphoré qui se dégage. Quant aux acides, il est probable qu'ils se comporteraient avec les phosphures comme avec leurs élémens isolés, et qu'avec les acides oxigénés, l'action, dans certains cas, pourra être plus vive et se développer à une plus basse température, à cause de l'affinité de l'acide phosphorique pour les oxides métalliques.

370. *Composition.* D'après les observations de M. Dulong, il paraît qu'un métal peut former autant de phosphures que d'oxides, et que dans tous les phosphures métalliques, la quantité de phosphore et de métal est telle, que si ces deux élémens étaient brûlés, il en résulterait un phosphate neutre; d'où il suit que dans tous les phosphures, le phosphore et le métal sont dans le même rapport que dans les phosphates neutres correspondans. Cette loi a été vérifiée sur les phosphures de cuivre préparés par le troisième procédé, et elle existe évidemment dans tous les phosphures préparés par les 6[e] et 7[e] procédés. Pour réduire cette loi de composition en une formule simple, représentons par x la quantité de phosphore d'un phosphure, et par y la quantité de métal. La quantité d'oxigène absorbé par le phosphore, en passant à l'état d'acide phosphorique, sera $\frac{58}{42}x$ (178). Celle absorbée par le métal pour passer à l'état d'oxide, sera $\frac{m}{n}y$; la fraction $\frac{m}{n}$ étant le rapport de l'oxigène au métal dans l'oxide. Or, d'après la composition des phosphates, la quantité d'oxigène de l'acide est à celle de l'oxide comme 5 est à 2. Nous aurons donc $\frac{58}{42}x : \frac{m}{n}y :: 5 : 2$, d'où $\frac{x}{y} = \frac{m}{n} \times 1,81$, c'est-à-dire que, dans un phosphure quelconque, les quantités de phosphore et de métal sont dans le rapport des quantités d'oxigène et de métal dans l'oxide correspondant multiplié par 1,81.

371. *Histoire et Usages.* Les phosphures ont été principalement examinés par MM. Pelletier, Dulong et Berzélius. Ils sont absolument sans usages.

§ V.

Combinaisons du Soufre avec les Métaux.

372. Le soufre se combine avec tous les métaux; l'étude des corps qui résultent de ces combinaisons est d'un grand intérêt, parce qu'il en

existe un grand nombre dans la nature, et que plusieurs sont employés dans les arts. Nous les examinerons d'abord d'une manière générale, puis nous étudierons les propriétés particulières des plus importans.

373. *Propriétés Physiques.* Tous les sulfures métalliques sont solides, inodores; tous sont insipides, excepté ceux du 2e ordre; tous sont cassans; quelques-uns ont l'éclat métallique, d'autres sont ternes et différemment colorés. La température de la fusion des sulfures est plus basse que celle du métal lorsqu'il est difficile à fondre, et plus élevée dans le cas contraire; plusieurs sont volatils, tels sont ceux d'arsenic et de mercure.

374. *État Naturel.* On ne trouve que 13 sulfures dans la nature, ce sont : les Sulfures de Zinc, de Fer, de Manganèse, d'Étain, d'Arsenic, de Molybdène, d'Antimoine, de Bismuth, de Cuivre, de Plomb, de Mercure, d'Argent et de Nickel.

375. *Préparation.* Les sulfures métalliques s'obtiennent par les procédés suivans :

1° En mettant le métal en contact avec le soufre à une température plus ou moins élevée; lorsque le métal est très-fusible, on peut faire le mélange de soufre et de métal, et le soumettre dans un creuset à l'action de la chaleur; mais lorsque le métal n'est fusible qu'à une température très-élevée, il faut projeter le soufre par fragmens sur le métal chauffé au rouge, ou, mieux encore, il faut introduire le métal dans un tube de verre, et lorsqu'il est incandescent, faire passer un courant de vapeurs de soufre; lorsque le métal est très-oxidable, comme ceux du 2e ordre, l'opération doit se faire dans une cloche courbe pleine d'azote ou d'hydrogène; on peut, par ce procédé direct, obtenir les sulfures de presque tous les métaux, et combiner le soufre avec la plupart en une infinité de proportions différentes. La combinaison d'un métal avec le soufre est ordinairement accompagnée d'un grand dégagement de chaleur; elle est même quelquefois assez considérable pour rendre la masse incandescente; c'est ce qui arrive pour les sulfures de potassium, de sodium, de cuivre, de plomb et de bismuth.

2° En mettant dans un creuset un mélange d'oxide et de soufre, à

une température plus ou moins élevée, l'oxide est réduit par le soufre ; il se dégage de l'acide sulfureux, et une autre partie de soufre se combine avec le métal. Ce mode de préparation est applicable à tous les sulfures des métaux appartenant aux 5 derniers ordres, excepté de quelques-uns du dernier, qui sont facilement décomposables par la chaleur. Les sulfures obtenus par ce procédé sont très-variables dans leur composition.

3° En décomposant un sulfate neutre par le charbon à une température élevée, l'oxigène de l'acide et de l'oxide est absorbé par le charbon, qui se transforme en acide carbonique, et le soufre se combine avec le métal : ce procédé est applicable à la préparation des sulfures des 5 derniers ordres ; car les oxides de tous ces métaux sont réductibles par le charbon. Il est évident que par ce procédé on obtient toujours des sulfures constans dans leur composition.

4° En faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers une dissolution saline renfermant le métal que l'on veut combiner avec le soufre ; l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique se combine avec l'oxigène de l'oxide, il se forme de l'eau, un sulfure métallique qui se précipite, et l'acide libre reste en dissolution. On peut obtenir, par ce procédé, tous les sulfures, excepté ceux des métaux des 2 premiers ordres et ceux de manganèse, de zinc, de fer, d'étain et d'antimoine. On voit encore que par ce procédé les sulfures obtenus doivent toujours être composés d'une manière invariable.

5° Enfin, le dernier procédé consiste à verser dans une dissolution saline, renfermant le métal que l'on veut combiner avec le soufre, une dissolution d'hydro-sulfate de potasse, de soude ou d'ammoniaque ; il se forme de l'eau, un sulfure et un nouveau sel à base de soude, de potasse ou d'ammoniaque.

376. *Propriétés Chimiques.* Soumis à l'action de la chaleur sans être en contact avec l'air, plusieurs sulfures se décomposent complétement, tels sont les sulfures de plusieurs métaux appartenant au dernier ordre ; il en est un grand nombre d'autres qui abandonnent seulement une partie du soufre qu'ils renferment, tels sont presque tous les per-sulfures : tous les autres sont indécomposables par la chaleur.

Les sulfures métalliques paraissent n'éprouver aucune altération, à la température ordinaire, dans l'air parfaitement sec ; mais, dans l'air humide, les sulfures des métaux très-oxidables absorbent la vapeur d'eau ; les sulfures des métaux alcalins la décomposent, et il en résulte d'abord un hydro-sulfate, et par l'absorption de l'oxigène de l'air, un sulfite et un sulfate ; les autres sulfures ne décomposent point l'eau et passent directement à l'état de sulfite et de sulfate. A une température plus ou moins élevée, tous les sulfures absorbent l'oxigène de l'air ; au-dessous de la chaleur rouge, les sulfures des 2 derniers ordres sont décomposés, le soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux, et le métal est mis à nu ; presque tous les autres passent à l'état de sulfates, qui, à une température suffisamment élevée, se transforment en oxides métalliques, et le soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux : il faut en excepter les sulfures de magnésium et ceux du 2e ordre, parce que les sulfates auxquels ces métaux donnent naissance sont indécomposables par la chaleur.

On a peu examiné l'action des corps simples non métalliques sur les sulfures. Tous les métaux qui décomposent l'eau à la température ordinaire forment des sulfures qui jouissent de la même propriété, et donnent naissance à des hydro-sulfates. Il paraît qu'en général les sulfures métalliques se comportent avec les acides comme les élémens dont ils sont composés ; or, comme un grand nombre d'acides ont la propriété d'acidifier le soufre et d'oxider les métaux, un grand nombre de sulfures doivent décomposer les acides qui ne retiennent pas l'oxigène avec une très-grande force, et se transformer en sulfates. Il paraît que l'ordre des métaux, relativement à leur affinité pour le soufre, est à peu près celui de leur affinité pour l'oxigène, du moins le fer enlève le soufre à tous les métaux des ordres suivans (1), et c'est ce qui semble aussi résulter de l'action de l'air sur les sulfures.

377. *Composition*. Chaque métal se combine avec le soufre en autant de proportions différentes qu'avec l'oxigène, et, par conséquent, forme

(1) Dans les grandes exploitations, c'est souvent au moyen de la fonte que l'on réduit les sulfures de plomb, d'antimoine et de mercure.

autant de sulfures que d'oxides ; de plus, dans tous les sulfures les élémens sont dans le même rapport que dans le sulfate neutre correspondant ; de sorte qu'un proto-sulfure, par la combustion du soufre et du métal, se transforme en sulfate neutre de protoxide, et qu'un deuto-sulfure se transforme de la même manière en deuto-sulfate ; du moins c'est ce qui existe dans la plupart des sulfures naturels, et ce qui résulte de la préparation des sulfures par les 3ᵉ, 4ᵉ et 5ᵉ procédés.

Il est facile, d'après cela, de trouver une formule générale pour déduire la composition des sulfures de celle des oxides ; en effet, x désignant la quantité de soufre renfermée dans un sulfure, et y, la quantité de métal ; la quantité d'oxigène qui sera absorbée par le soufre, pour passer à l'état d'acide sulfurique, sera $\frac{3x}{2}$ (190), et la quantité d'oxigène absorbée par le métal, pour s'oxider, sera $\frac{m}{n}y$; m et n désignant les quantités relatives d'oxigène et de métal renfermées dans l'oxide ; or, dans tous les sulfates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide comme 3 est à 1 : nous aurons donc la proportion $\frac{3x}{2} : \frac{m}{n}y :: 3 : 1$, d'où l'on tire $\frac{x}{y} = \frac{2m}{n}$, c'est-à-dire, que dans un sulfure la quantité de soufre est deux fois plus grande que celle de l'oxigène dans l'oxide correspondant.

378. *Histoire*. Pendant long-temps on a cru que le soufre et les métaux pouvaient se combiner en une infinité de proportions différentes : c'est M. Berzélius qui a découvert la loi de leur composition.

379. *Usages*. On n'emploie dans les arts que les sulfures de fer, d'arsenic, d'antimoine, de cuivre, de plomb, de mercure et d'argent.

Nous n'examinerons, en particulier, que les sulfures qu'on rencontre dans la nature, et ceux qui sont employés dans les arts.

---

380. *Sulfures de Zinc*. Le zinc ne forme qu'un seul sulfure correspondant au seul oxide de zinc connu ; il est solide, terne, insipide, moins fusible que le zinc. Il est composé de 66,72 de zinc et de 33,28 de soufre, indécomposable par la chaleur et combustible dans l'air au rouge brun, et se transforme en sulfate, qui se décompose à une température plus élevée. Ce sulfure existe dans la nature en grande quantité ; il porte le nom de *Blende*. Les blendes ont une couleur qui varie du jaune au

brun noir. Leur densité est de 4,166. Elles sont souvent transparentes et quelquefois phosphorescentes par le frottement; elles existent dans presque toutes les mines. Les plus belles variétés se trouvent à Vizille, département de l'Isère; à Chatelaudren, département des Côtes-du-Nord; près d'Arras; à Baygory, dans les Hautes-Pyrénées; en Suède, à Danemora, etc. C'est en calcinant les blendes avec le contact de l'air, qu'on prépare une partie du sulfate de zinc du commerce.

381. *Sulfures de Fer.* Directement le soufre et le fer peuvent se combiner en une infinité de proportions différentes; mais comme dans la nature on ne trouve que 2 sulfures distincts par leur composition, on peut regarder les sulfures artificiels comme des mélanges de ces sulfures, de fer, ou de soufre. Les sulfures de fer naturel portent le nom de Pyrites de Fer.

Le per-sulfure de fer naturel renferme 118,62 de soufre et 100 de fer; il est brillant, d'un gris jaunâtre. Sa densité est de 4,10 à 4,74; sans action magnétique; à une température élevée, il laisse dégager 0,22 de soufre. Dans l'air humide, à la température ordinaire, ou dans l'air sec, à l'aide d'une légère chaleur, il se transforme en sulfate; mais à une très-haute température, tout le soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux, et le fer reste à l'état de tritoxide. Ce sulfure est très-répandu dans la nature; c'est un des minéraux les plus communs; on le rencontre dans tous les terrains; il est quelquefois en filons, en masses radiées ou cristallisées en cube et en octaèdre. Il est employé pour en extraire le soufre et pour former le sulfate de fer.

Le proto-sulfure est jaune, très-brillant, magnétique, plus fusible que le fer; indécomposable par la chaleur. Sa densité est de 4,518. Il est composé de 100 de fer et de 59,31 de soufre. Ce sulfure est beaucoup plus rare que le premier; on ne le rencontre que dans les terrains primitifs. On l'a trouvé en Saxe, en Bavière, en Sibérie, en Angleterre et en France, à l'ouest de Nantes et dans le Puy-de-Dôme.

Les sulfures de fer ne décomposent point l'eau à la température ordinaire; mais lorsqu'on fait un mélange avec 2 parties de fer, 1 ½ de soufre et une quantité d'eau suffisante pour former une pâte molle,

dans l'espace de quelques minutes l'eau est décomposée et il se forme un hydro-sulfate ; cet hydro-sulfate, exposé à l'air, en absorbe rapidement l'oxigène ; il se reforme de l'eau, le fer passe à l'état de tritoxide, et le soufre est mis à nu. Cette action de l'air a toujours lieu avec un dégagement de chaleur, souvent capable de rendre la masse incandescente. Ces observations sont dues à Lémery, et le mélange dont nous venons de parler est connu sous le nom de Volcan Artificiel de Lémery.

382. *Sulfures d'Étain.* L'étain se combine avec le soufre en deux proportions différentes.

Le proto-sulfure est solide, brillant, d'un gris bleuâtre ; moins fusible que l'étain, indécomposable par la chaleur ; sans action sur l'air sec ou humide ; à la température ordinaire, mais combustible à l'aide de la chaleur ; il se forme d'abord de l'acide sulfureux et un sulfate ; mais, à une température très-élevée, le soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux, et le métal reste à l'état d'oxide. Le proto-sulfure d'étain se trouve en Angleterre, dans le comté de Cornouailles, combiné avec le sulfure de cuivre. Il est composé de 100 parties d'étain et de 26,57 de soufre ; on peut l'obtenir directement en chauffant un mélange de 3 parties d'étain et de 2 de soufre.

Le deuto-sulfure, connu sous les noms d'*Or Mussif*, d'*Or de Judée*, est solide, d'un jaune d'or ; en petites lames peu adhérentes ; soumis à l'action de la chaleur, une partie se décompose en soufre et en proto-sulfure, et l'autre se sublime. Il n'existe point dans la nature ; on l'obtient par plusieurs procédés : 1° en faisant chauffer un mélange de parties égales de proto-sulfure d'étain et de sulfure de mercure ; 2° en soumettant à l'action de la chaleur, dans une cornue de verre, un mélange de 2 parties de soufre et d'une d'oxide d'étain ; 3° en faisant passer du soufre en vapeurs dans un tube de verre presque incandescent et renfermant du proto-sulfure ; 4° en soumettant à l'action d'une douce chaleur, dans un ballon de verre, un alliage pulvérisé de 2 parties d'étain, d'une de mercure, d'une partie et demie de soufre et d'une partie d'hydro-chlorate d'ammoniaque. Dans ce dernier mode de préparation, le mercure sert à rendre l'étain cassant et facilement réductible en poudre ; on ne sait

pas le rôle que joue le sel ammoniac. L'or mussif est formé de 100 parties d'étain et de 53,14 de soufre ; on l'emploie pour frotter les coussins des machines électriques et pour bronzer le bois.

383. *Sulfures d'Arsenic.* Le soufre et l'arsenic se combinent directement en une infinité de proportions différentes ; mais il est probable que tous les sulfures artificiels sont des mélanges de ceux qui correspondent à l'oxide et à l'acide d'arsenic avec du soufre ou de l'arsenic.

Le sulfure correspondant à l'oxide blanc d'arsenic (acide arsenieux) s'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré à travers une dissolution d'oxide d'arsenic dans de l'acide hydro-chlorique, ou en mêlant une dissolution d'arsenite de potasse dans l'eau avec de l'hydro-sulfate de potasse et versant dans le mélange de l'acide hydro-chlorique ; ce dernier se combine avec l'alcali, forme un sel soluble, l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique se combine avec l'oxigène de l'oxide d'arsenic ; il se forme de l'eau, et le sulfure se précipite sous la forme de flocons d'un très-beau jaune. Ce sulfure est composé de 100 parties d'arsenic et de 64,56 de soufre. Le sulfure correspondant à l'acide arsenique s'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans cet acide en dissolution dans l'eau, ou en décomposant un arseniate alcalin par un hydro-sulfate, à base également alcaline. Ce sulfure est composé de 100 parties d'arsenic et de 74,6 de soufre.

Les sulfures naturels sont désignés sous les noms d'*Orpiment* et de *Réalgar* ; le premier a la même composition que le sulfure qui correspond à l'oxide blanc d'arsenic ; le second est composé de 100 parties d'arsenic et de 43,67 de soufre ; il renferme, par conséquent, les $\frac{2}{3}$ du soufre que contient l'orpiment, et il correspondrait à un oxide d'arsenic qui renfermerait les $\frac{2}{3}$ de l'oxigène contenu dans l'oxide blanc.

L'orpiment est solide, en masses lamelleuses flexibles, tendre, d'un jaune d'or, souvent éclatant, sans odeur, sans saveur, très-venimeux. Sa densité est de 3,45. Il est fusible, volatil et combustible dans l'air à une température peu élevée. L'orpiment se trouve en Hongrie, en Transylvanie, en Georgie, en Valachie et dans une grande partie de l'Orient ; on

l'emploie en peinture, sous le nom d'Orpin (1), et dans la teinture, conjointement avec la potasse, pour dissoudre l'indigo.

Le réalgar est solide, rouge, sa poussière est jaune; il est toujours en petits cristaux rarement bien terminés, ou en masses compactes dont la cassure est vitreuse. Sa densité est de 3,33. Il est fusible et volatil; il est combustible dans l'air comme l'orpiment. On le trouve dans les cavités des laves, au St-Gothard, en Saxe, en Bohême, en Transylvanie, en Chine; on l'emploie quelquefois comme matière colorante.

On peut préparer artificiellement les sulfures d'arsenic, en mettant dans un creuset très-allongé un mélange d'oxide blanc d'arsenic et de soufre, lutant le couvercle du creuset, et faisant chauffer seulement par la partie inférieure; le soufre s'empare de l'oxigène de l'oxide, se transforme en acide sulfureux, qui se dégage par la petite ouverture centrale du couvercle, et le sulfure de mercure se sublime et se condense à la partie inférieure du couvercle et contre les parois du creuset. Le sulfure est jaune à la partie supérieure, et sa teinte est d'autant plus rouge, qu'il a été condensé plus près du fond du creuset. Ainsi, dans l'opération que nous venons de décrire, il se forme de l'orpiment, du réalgar et un grand nombre de mélanges de ces 2 sulfures, qui se déposent à des hauteurs qui dépendent de leur volatilité.

384. *Sulfure de Molybdène.* Le soufre et le molybdène ne se combinent qu'en une seule proportion : le sulfure de molybdène possède l'éclat métallique; il est d'un gris bleuâtre; toujours en masses composées de lames flexibles peu adhérentes. Il laisse sur le papier des traces comme la plombagine; mais les traces de sulfure de molybdène, examinées au microscope, sont formées de petites lames verdâtres, tandis que celles de la plombagine sont composées de petits grains arrondis d'une couleur grise. Sa densité est de 4,738. Il est composé de 60 de molybdène et de 40 de soufre. Le sulfure de molybdène est combustible dans l'air; il se forme de l'acide sulfureux et de l'acide molybdique qui se dégage sous la forme de fumées blanches. Ce sulfure existe dans la nature, on le trouve principalement au Mont-Blanc, à la mine de Tillot, dans les Vosges, en Saxe, en Suède, etc. On pourrait le former directement. On l'emploie dans les laboratoires pour en extraire l'acide molybdique et le molybdène.

---

(1) L'orpiment est une matière colorante, d'un jaune très-vif, mais il a la propriété de noircir le blanc de plomb (céruse); par conséquent, on doit bien se garder de mêler ensemble ces deux substances.

385. *Proto-Sulfure d'Antimoine.* Ce sulfure a l'aspect métallique ; il est d'un gris bleuâtre, très-cassant, plus fusible que l'antimoine ; sa structure est rayonnée. Sa densité est de 4,368. Il est composé de 100 parties d'antimoine et de 35,57 de soufre ; il est combustible dans l'air, à l'aide d'une légère chaleur ; il se forme de l'acide sulfureux, et de l'oxide d'antimoine sulfuré ; mis en contact avec l'acide hydro-chlorique liquide, il décompose l'eau à une température peu élevée, et donne naissance à un hydro-chlorate et à de l'hydrogène sulfuré (233). Ce sulfure existe dans la nature ; on peut aussi le former directement en faisant chauffer dans un creuset parties égales de soufre et d'antimoine ; l'excès du soufre se volatilise. Le sulfure d'antimoine est très-répandu dans la nature ; on le trouve en France, près d'Uzès, département du Gard ; à Massiac, département du Puy-de-Dôme ; dans le Vivarais, près de St.-Yrieix ; en Toscane, en Saxe, en Hongrie, en Bohême, en Suède et en Angleterre. C'est du sulfure d'antimoine qu'on extrait l'antimoine métallique, en le traitant par la fonte, à une température très-élevée.

386. *Sulfure de Bismuth.* Le sulfure de bismuth est solide ; sa couleur est analogue à celle du plomb ; il est moins fusible que le bismuth, et cristallise facilement en aiguilles ; il est combustible dans l'air, à une température peu élevée. Ce sulfure existe dans la nature, mais il est très-rare ; on le trouve à Bastnaës en Suède, à Schnéeberg en Saxe, à Joachimsthal en Bohême. Il est composé de 100 parties de métal et de 22,52 de soufre ; on peut l'obtenir directement, en fondant ensemble dans un creuset le soufre et le métal ; l'action est très-vive, et le sulfure devient incandescent à l'instant de la combinaison. Ce sulfure est sans usages.

387. *Sulfure de Cuivre.* Le cuivre se combine avec le soufre en deux proportions. Le proto-sulfure est solide, gris, plus fusible que le cuivre, indécomposable par la chaleur ; il est formé de 100 parties de cuivre et de 25,42 de soufre ; il est combustible dans l'air à une température peu élevée, il donne naissance à de l'acide sulfureux et à un sulfate ; mais, à une température plus élevée, il ne se forme que de l'acide sulfureux et un oxide. Ce sulfure existe dans la nature ; on le trouve à Chessy, à Saint-Bel près de Lyon, en Cornouailles, dans le Derbyshire, en Suède, en Saxe, en Bohême, en Hongrie, en Sibérie, etc. ; on le rencontre en masses amorphes, en filons et en cristaux qui affectent la forme d'un

prisme exaèdre ; mais il renferme presque toujours du fer et en quantité très-variable ; souvent il en contient assez pour prendre la couleur du fer sulfuré ; alors ses cristaux affectent la forme d'une pyramide triangulaire. Le proto-sulfure de cuivre peut aussi s'obtenir directement en chauffant dans un creuset parties égales de cuivre et de soufre ; à l'instant de la combinaison le sulfure devient incandescent, et l'excès du soufre se volatilise. Le proto-sulfure de cuivre constitue une grande partie des mines de cuivre qui sont exploitées ; on emploie aussi le sulfure naturel ou artificiel pour faire le sulfate de cuivre (vitriol bleu).

Le deuto-sulfure n'existe point dans la nature ; on l'obtient en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers une dissolution d'un sel de deutoxide de cuivre ; pour la même quantité de métal il renferme deux fois plus de soufre que le proto-sulfure. Il est sans usages.

388. *Sulfure de Plomb.* On ne connaît encore qu'un seul sulfure de plomb ; il est solide, gris, cassant, très-brillant, moins fusible que le plomb. Sa densité est de 7,587. Il est composé de 100 parties de plomb et de 15,54 de soufre ; il est indécomposable par la chaleur, et combustible dans l'air ; à une médiocre température, il se forme de l'acide sulfureux, et un sulfate ; mais à une température très-élevée, une partie du sulfate se volatilise, et une partie de l'oxide est réduit.

Le proto-sulfure de plomb, désigné vulgairement sous les noms de *Galène*, d'*Alquifoux*, est très-répandu dans la nature ; on le trouve en France, dans les départemens de l'Isère, des Vosges, du Finistère, en Savoye, en Allemagne, en Angleterre. Il est quelquefois cristallisé en cubes ou en octaèdres, mais plus souvent il est en masses d'une structure lamellaire ; il renferme souvent de l'argent, de l'antimoine, du cuivre et du zinc ; on peut le former directement en chauffant dans un creuset un mélange de 3 parties de plomb et 2 de soufre ; à l'instant de la combinaison il se dégage beaucoup de lumière.

Le sulfure de plomb constitue presque la seule mine de plomb exploitée ; les potiers s'en servent pour former le vernis qu'on applique sur les vases de terre.

389. *Sulfure de Mercure.* Il paraît qu'il n'existe qu'un seul sulfure de

mercure, celui qui correspond au deutoxide, et que toutes les autres combinaisons que l'on peut obtenir artificiellement sont des mélanges de ce sulfure, et de soufre ou de mercure.

Le sulfure de mercure, connu sous le nom de *Cinabre* lorsqu'il est en masse, et de *Vermillon* lorsqu'il est en poudre, est une substance solide, sans éclat métallique, d'une structure fibreuse, radiée ; en masse il est d'un violet foncé, mais il acquiert par la pulvérisation une teinte d'un rouge éclatant. Sa densité est de 10,218. Il est composé de 100 parties de mercure et de 15,88 de soufre. Le sulfure de mercure, soumis à l'action de la chaleur, se volatilise sans éprouver aucune altération ; mais lorsque l'on fait passer ces vapeurs à travers un tube de porcelaine incandescent, il se décompose en produisant une violente détonation due à la formation de la vapeur mercurielle ; il est combustible dans l'air à l'aide de la chaleur ; il est décomposé à une température suffisamment élevée, par un grand nombre de métaux qui s'emparent du soufre qu'il renferme, et mettent le mercure en liberté. A une température peu élevée, ou par la trituration, ce sulfure se combine très-facilement avec le soufre ; mais il laisse dégager ce soufre à une plus haute température.

Le cinabre se trouve dans la nature mêlé avec des substances terreuses ou avec des bitumes ; on le rencontre principalement à Idria en Carniole, à Almaden en Espagne, à Schemnitz en Hongrie, au Pérou et dans la nouvelle Espagne ; mais tout celui qui se trouve dans le commerce se prépare directement par le procédé que nous allons indiquer. On met le soufre dans une grande chaudière de fonte placée sur un fourneau, et lorsque ce corps est en fusion, on verse dessus 4 fois son poids de mercure, en le tamisant à travers une peau de chamois, afin de le diviser et de faciliter sa combinaison avec le soufre ; on obtient ainsi une matière d'un noir violet qu'on désignait autrefois sous le nom d'Ethiops de Mercure ; alors on recouvre la chaudière avec un dôme en terre cuite, percé à son sommet ; on augmente le feu : le soufre en excès se dégage, et à une température voisine de la chaleur rouge, le cinabre se réduit en vapeurs qui se condensent en masses fibreuses contre les parois in-

térieures du dôme ; pour obtenir du cinabre plus pur, on le sublime de nouveau. C'est avec le cinabre ainsi préparé que l'on fait le vermillon, en le broyant sous l'eau. C'est principalement en Hollande que l'on fabrique le sulfure de mercure sous ces deux formes différentes ; on n'est point encore parvenu à obtenir en Europe du vermillon aussi brillant que celui qui vient de la Chine.

Le cinabre naturel est employé pour extraire le mercure en le distillant avec du fer. Le cinabre artificiel est employé en médecine, et pour faire le vermillon ; c'est une couleur très-brillante et très-solide.

390. *Sulfure d'Argent.* Ce sulfure est solide, gris-noir, très-cassant. Sa densité est de 6,90. Il est composé de 100 parties d'argent et de 14,88 de soufre ; il est plus fusible que l'argent, indécomposable par la chaleur, et combustible à une température élevée. Ce sulfure existe dans presque toutes les mines d'argent, mais principalement dans celles du Mexique, de Freyberg en Saxe, de Schemnitz en Hongrie, et de Joachimsthal en Bohême. On peut le former directement par tous les procédés que nous avons indiqués. Le sulfure d'argent se produit constamment à la surface des vases de ce métal qui sont exposés à des émanations putrides, parce que l'acide hydro-sulfurique est du nombre des gaz qui se dégagent pendant la fermentation de la plupart des matières animales, et que ce gaz est décomposé par l'argent ; c'est encore à la formation d'un sulfure qu'est due l'altération qu'éprouvent les ustensiles d'argent dans lesquels on fait cuire les œufs. Le sulfure d'argent naturel est employé pour en extraire le métal. Les sulfures artificiels sont sans usages.

391. *Sulfure de Platine.* Le platine se combine avec le soufre en deux proportions ; le proto-sulfure s'obtient en faisant chauffer fortement un mélange de parties égales de soufre et de platine très-divisé ; ce sulfure est composé de 100 parties de métal et de 16,55 de soufre ; il est indécomposable par la chaleur, et combustible dans l'air à une température peu élevée. Le deuto-sulfure s'obtient en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers une dissolution d'hydro-chlorate de platine. Ce sulfure est noir et facilement combustible dans l'air humide à la température ordinaire, et dans l'air sec par la chaleur ; il est formé de 100 parties de métal et de 33,10 de soufre. Ces sulfures sont sans usages.

Le palladium, le rhodium et l'iridium se combinent directement avec le soufre à

une température très-élevée ou en calcinant un mélange de soufre et d'hydro-chlorate-ammoniaco de métal. Le sulfure de palladium est formé de 100 parties de métal et de 28,58 de soufre ; ceux de rhodium sont au nombre de 3 : sur 100 de métal, le premier contient 13,44 de soufre, le second 26,88, et le troisième 40,32 ; enfin, le sulfure d'iridium, sur 100 de métal, contient 33,30 de soufre. Les propriétés de ces sulfures sont à peu près les mêmes que celles du sulfure de platine.

§ VI.

Combinaisons de l'Iode avec les Métaux.

392. L'iode paraît se combiner avec tous les métaux ; cependant, on n'a encore obtenu ses combinaisons qu'avec le potassium, le sodium, le zinc, le fer, l'antimoine, le bismuth, le cuivre, le plomb, le mercure et l'argent. Nous examinerons d'abord les propriétés générales des iodures.

393. *Propriétés Physiques.* Tous les iodures sont solides, cassans, inodores ; plusieurs sont colorés et ont des teintes très-vives. Les iodures de potassium, de sodium, de zinc et de mercure sont volatils.

394. *État Naturel et Préparation.* Aucun iodure n'existe dans la nature ; on les obtient par les procédés suivans :

1° En chauffant dans un tube de verre ou dans un atmosphère d'azote le métal et l'iode ; ce procédé est applicable à tous les iodures.

2° En versant dans une dissolution saline renfermant le métal que l'on veut combiner avec l'iode, une dissolution d'hydriodate de soude, de potasse ou d'ammoniaque : on peut ainsi préparer tous les iodures, excepté ceux du 2me ordre, de fer, de zinc, et ceux d'étain et d'antimoine, parce que les oxides des premiers se combinent avec l'acide hydriodique, et forment des sels solubles, et que les iodures d'antimoine et d'étain décomposent l'eau, et se précipitent à l'état d'oxide.

395. *Propriétés Chimiques.* Dans l'air humide, à la température ordinaire, les iodures du 2me ordre et ceux de fer et de zinc absorbent la vapeur d'eau, la décomposent, et se transforment en hydriodates ; tous, du moins ceux que l'on a observés, sont décomposés dans l'air, à la chaleur rouge, excepté ceux de potassium, de sodium, de plomb et de bismuth ; l'iode se dégage en vapeurs, et le métal reste à l'état d'oxide. Tous les iodures sont décomposés à la chaleur rouge par le chlore, et aucun ne paraît l'être à cette température par le phosphore et le soufre. L'eau est décomposée à la température ordinaire par les iodures de potassium, de sodium, de zinc, de fer, d'antimoine et d'étain ; il se forme de l'acide hydriodique, et un oxide métallique ; les quatre premiers seulement produisent des hydriodates, et les deux derniers laissent préci-

piter l'oxide; tous les autres sont insolubles. Lorsque l'eau est décomposée par un iodure, elle l'est aussi par les élémens de l'iodure non combinés, mais par l'action de la chaleur; ainsi l'eau est décomposée à une température un peu élevée par l'iode et le zinc, comme elle l'est à la température ordinaire par l'iodure de ce métal. Les acides nitrique et sulfurique décomposent tous les iodures connus; ils oxident le métal, et dégagent l'iode en vapeurs.

396. *Composition.* Il paraît que les iodures sont soumis à une loi de composition analogue à celle des phosphures et des sulfures, que chaque métal peut former autant d'iodures que d'oxides, et les quantités relatives de métal et d'oxide sont telles que lorsque les iodures décomposent l'eau, ils se transforment en hydriotates neutres. Or, dans l'eau il y a 88,90 d'oxigène et 11,10 d'hydrogène; et comme l'acide hydriodique est composé de 0,008 d'hydrogène et de 0,992 d'iode, il en résulte que 11,10 d'hydrogène absorbent 1376,4 d'iode, et par conséquent que dans les iodures la quantité d'iode est à celle du métal comme 1376,4 est à 88,90, ou comme 15,50 est à 1.

397. *Histoire, Usages.* Les iodures ont été principalement étudiés par M. Gay-Lussac; jusqu'ici aucun n'a été employé dans les arts. Nous n'examinerons en particulier qu'un petit nombre d'iodures.

---

398. *Iodure de Potassium.* Cet iodure est fusible et volatil au-dessous de la chaleur rouge; il se dissout dans l'eau en la décomposant. On peut l'obtenir directement en chauffant l'iode et le potassium, et en calcinant l'iodate ou l'hydriodate de potasse: dans la composition de l'iodate, il se dégage de l'oxigène, et dans celle de l'hydriodate, il se forme de l'eau qui se réduit en vapeurs. l'Iodure de potassium correspond au protoxide; il est composé de 100 parties de métal et de 319,06 d'iode.

399. *Iodure de Zinc.* L'iodure de zinc est fusible et volatil; ses vapeurs, en se condensant, forment des prismes aciculaires à 4 pans; il décompose l'eau, et donne naissance à un hydriodate soluble. On l'obtient directement en chauffant le zinc et l'iode.

400. *Iodure de Fer.* Cet iodure s'obtient comme celui de zinc; il décompose l'eau en formant un hydriodate qui la colore en vert clair.

401. *Iodure d'Étain.* Cet iodure s'obtient en faisant chauffer l'iode avec l'étain: réduit en poudre il est d'un jaune orangé sale; mis en contact avec l'eau, il la décompose; mais l'acide hydriodique reste en dissolution, tandis que l'oxide se précipite.

402. *Iodures de Mercure.* Ces iodures sont au nombre de deux. Celui qui correspond au protoxide est jaune, et celui qui correspond au deutoxide est rouge; ce dernier est volatil; ils sont tous deux insolubles dans l'eau. On peut les obtenir en broyant le mercure avec des quantités convenables d'iode, ou en précipitant les dissolutions salines de protoxide et de deutoxide de mercure par l'acide hydriodique, ou un hydriodate alcalin.

§ VII.

Combinaisons du Sélénium avec les Métaux.

403. Le sélénium paraît susceptible de se combiner avec tous les métaux, et de former avec chacun d'eux autant de séléniures qu'ils peuvent produire d'oxides; il paraît aussi qu'ils sont soumis à la même loi de composition que les phosphures, les sulfures et les iodures; c'est-à-dire, qu'un proto-séléniure, par la combustion de ses deux élémens, se transforme en proto-séléniate, et par la décomposition de l'eau, en hydro-séléniate de protoxide. Il est facile de trouver, d'après cela, le rapport de la composition des séléniures et des oxides; en effet, l'eau étant composée de 11,10 d'hydrogène et de 88,90 d'oxigène, lorsque ce liquide est décomposé par un séléniure, les 11,10 d'hydrogène absorbent 475,8 de sélénium; car, d'après M. Berzélius, l'acide hydro-sélénique est formé de 97,4 de sélénium et de 2,6 d'hydrogène; il résulte de là que, dans un séléniure, la quantité de sélénium est à la quantité d'oxigène que peut absorber le métal comme 415,8 est à 88,90, ou comme 4,67 est à 1. On ne trouve dans la nature que les séléniures de cuivre et d'argent.

On peut obtenir directement les proto-séléniures en traitant le métal par le sélénium; l'excès de ce dernier se volatilise; tous les autres s'obtiennent en précipitant les dissolutions métalliques par l'acide hydro-sélénique ou par une dissolution d'hydro-séléniate alcalin.

Les séléniures sont tous cassans, possèdent l'éclat métallique, et jouissent à peu près des mêmes propriétés chimiques que les sulfures. Nous n'en examinerons en particulier qu'un très-petit nombre.

---

404. *Séléniure de Potassium.* Ce séléniure a l'aspect du fer; il est cassant et d'une structure fibreuse. On l'obtient directement en chauffant le sélénium et le potassium; il décompose l'eau à la température ordinaire en produisant un hydro-séléniate sélénié qui colore l'eau en rouge.

405. *Séléniure de Zinc.* Le séléniure de zinc ne peut pas se former en faisant chauffer ensemble le sélénium et le zinc: il faut faire passer le sélénium en vapeurs sur le zinc chauffé au rouge; le métal devient incandescent, il se fait une explosion, et on trouve le séléniure contre les parois du vase en poussière jaune.

406. *Séléniure de Fer.* Ce séléniure a l'aspect métallique; il est d'un gris jaunâtre, l'acide hydro-chlorique liquide le décompose à l'aide de la chaleur; il se forme un hydro-chlorate qui reste en dissolution, de l'acide hydro-sélénique qui se dégage,

mêlé avec un gaz combustible dont la nature n'est point connue, mais qui est insoluble dans l'eau et les alcalis, et un précipité rouge de sélénium qui provient probablement de l'action de l'air sur l'acide hydro-sélénique. Ce séléniure s'obtient en mettant dans un tube de verre du sélénium, et au-dessus, de la limaille de fer; en chauffant le tube par la partie inférieure, le sélénium se réduit en vapeurs, qui, en se combinant avec le fer, le rendent incandescent.

407. *Séléniure d'Arsenic.* Le séléniure d'arsenic s'obtient en mettant l'arsenic en contact avec le sélénium fondu; celui des deux corps qui se trouve en excès se vaporise à une température peu élevée. Le séléniure d'arsenic est noir, très-fusible; il bout à la chaleur rouge, laisse dégager certaine quantité de per-séléniure; mais l'ébullition cesse bientôt pour ne se reproduire qu'à la chaleur blanche, température à laquelle il se vaporise complétement. Le séléniure distillé est d'un brun noir; sa surface et sa cassure sont vitreuses.

408. *Séléniure d'Antimoine.* Ce séléniure s'obtient directement; il est très-fusible; il se transforme dans l'air, à une température élevée, en une substance vitreuse qui paraît être une combinaison d'oxide et de séléniure.

409. *Séléniures de Cuivre.* Le proto-séléniure s'obtient directement en chauffant un mélange de sélénium et de cuivre à la chaleur rouge; l'excès de sélénium se dégage; il a la couleur et l'éclat de l'acier. Le deuto-séléniure s'obtient en faisant passer un courant d'acide hydro sélénique à travers une dissolution de deuto-sulfate de cuivre. Ce dernier renferme deux fois plus de sélénium que le premier.

410. *Séléniure de Plomb.* Le séléniure de plomb s'obtient directement; il est en masse poreuse, grise, qui, par le frottement, prend l'éclat de l'argent; il est fusible à la chaleur rouge; à la flamme du chalumeau il laisse dégager du sélénium, et se transforme en sous-séléniate.

411. *Séléniure de Mercure.* Le sélénium et le mercure se combinent avec la plus grande facilité; celui des deux qui est en excès se dégage, et le séléniure, à une température plus élevée, se sublime sans se fondre, et se condense en lames brillantes. L'acide nitrique concentré et bouillant attaque lentement le séléniure de mercure, et le transforme en séléniate de protoxide insoluble. Ce séléniate mis en contact avec l'acide hydro-chlorique est décomposé : il se forme de l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure soluble et du sélénium qui se précipite; une partie de l'acide sélénique reste en dissolution. Le séléniure de mercure est très-facilement attaqué par l'acide hydro-chloro-nitrique; même à la température ordinaire, il est transformé en séléniate de deutoxide.

412. *Séléniure de Platine.* Le sélénium et le platine se combinent aussi avec la plus grande facilité; le séléniure qui en résulte se décompose dans l'air par la chaleur; le sélénium s'oxide et se volatilise, et le métal reste libre.

§ VIII.

Combinaisons du Bore avec les Métaux.

413. Jusqu'ici le bore n'a été combiné qu'avec le fer et le platine. Ces borures ont été fort peu examinés, on sait seulement qu'ils sont solides, cassans, et qu'ils ont l'aspect métallique. On les obtient en calcinant dans un creuset brasqué (1) une pâte de charbon, d'acide borique, d'huile et de limaille de fer ou de platine. Ces borures ont été découverts par Descostils. Ils n'existent jamais dans la nature, et sont absolument sans usages.

§ IX.

Combinaisons du Carbone avec les Métaux.

414. On n'a encore combiné le carbone qu'avec le fer : la fonte de fer, l'acier et la plombagine étaient regardés comme des carbures de fer. Mais comme la fonte et l'acier renferment toujours du silicium, et qu'il existe des aciers ne renfermant point de carbone, on doit les regarder comme des siliciures ; par conséquent ici il ne sera question que de la plombagine.

415. *Plombagine ou Per-Carbure de Fer.* La plombagine est d'un gris noirâtre, elle possède l'éclat métallique. Sa densité est de 2,06. Elle est tendre et onctueuse, laisse des traces sur le papier. Elle est infusible et combustible dans l'air, mais très-difficilement et à une température élevée ; sa combustion est beaucoup plus active dans l'oxigène pur.

416. La plombagine existe dans la nature. On la trouve en France, dans les départemens de l'Arriège, des Hautes-Alpes, etc. ; en Piémont, en Espagne, en Bavière, en Norwège et en Angleterre. Les mines les plus estimées sont celles d'Angleterre et d'Espagne. Le carbure de fer naturel

(1) On appelle Creusets Brasqués des creusets remplis par une pâte solide de charbon pulvérisé et d'argile détrempée, au centre de laquelle on a pratiqué une petite cavité.



est rarement pur ; il est presque toujours mêlé avec de l'oxide et du sulfure de fer. On ne peut point unir directement le fer au carbone dans les proportions qui constituent la plombagine ; cependant on trouve une substance analogue dans les cavités des hauts fourneaux où le fer et le charbon sont pendant long-temps en contact à une température très-élevée.

417. La plombagine est composée de 0,96 parties de charbon et de 0,04 de fer. On parvient facilement à analyser cette substance en la faisant rougir dans un tube de porcelaine où l'on a établi un courant d'oxigène pur ; le charbon se transforme en acide carbonique que l'on peut facilement recueillir sous des cloches pleines d'eau ou de mercure, et le fer reste dans le tube à l'état de tritoxide.

418. La plombagine est employée pour faire les crayons de bois ; lorsque cette substance est pure et en masse assez considérable, on la scie en baguettes quadrangulaires que l'on introduit dans la rainure pratiquée dans le bois qui doit former l'enveloppe du crayon ; on réduit aussi quelquefois la plombagine en poudre très-fine dont on fait une pâte avec de l'argile ; on moule cette pâte en baguettes, et on la fait cuire. On emploie aussi la plombagine pour enduire le fer et le préserver de la rouille ; mêlée avec la graisse, pour diminuer les frottemens des machines ; enfin, mêlée avec l'argile, pour faire des creusets très-réfractaires.

§ X.

Combinaisons du Silicium avec les Métaux.

419. Jusqu'ici le fer et le platine sont les seuls métaux qu'on ait combinés avec le silicium.

420. L'acier et la fonte paraissent contenir du silicium, et devoir leurs propriétés à la présence de ce corps ; mais comme la fonte renferme en outre un grand nombre d'autres substances, et que par conséquent ses propriétés sont très-variables, nous ne l'examinerons que quand nous parlerons de l'extraction du fer.

421. *Acier.* L'acier est solide, très-brillant. Sa densité est plus petite que celle du fer ; il est fusible à peu près à la même température que le fer. Soumis à l'action de la chaleur, et refroidi brusquement par immersion dans un liquide, il perd sa ductilité, devient dur, cassant, sonore et susceptible de recevoir un poli très-brillant ; il acquiert ces nouvelles propriétés à un degré d'autant plus élevé, que la variation de température a été plus grande et plus rapide : cette opération porte le nom de Trempe ; si on le chauffe de nouveau à la même température, et qu'on le laisse refroidir lentement dans l'air, il recouvre sa malléabilité primitive : si l'acier n'était pas porté à une température aussi élevée, il ne perdrait qu'une partie des propriétés que la trempe lui avait données ; cette opération porte le nom de Recuit. C'est principalement dans les phénomènes que développe dans l'acier un refroidissement brusque ou successif, que résident les propriétés qui le caractérisent, et qui le font distinguer du fer dont il diffère peu par ses propriétés chimiques.

422. L'acier est composé de fer et d'une très-petite fraction de substances étrangères. On a cru pendant long-temps que l'acier était un carbure de fer ; mais, en 1821, M. Boussingault, de l'école des mines de St.-Étienne, reconnut que la plupart des aciers renferment du carbone et du silicium, et que l'acier formé en fondant le fer doux avec un mélange d'argile et de carbonate de chaux, ne contient point de carbone ; d'où il conclut que le carbone n'est point une substance nécessaire à la formation de l'acier, qu'elle n'y existe qu'accidentellement, mais que le silicium, qui s'y retrouve toujours, est réellement la substance indispensable (1).

423. On parvient facilement à analyser l'acier en le mettant en contact avec de l'acide sulfurique faible, ou mieux avec de l'eau saturée d'acide sulfureux ; le fer se dissout, et la silice et le carbone se précipitent. Pour savoir dans quel état le silicium est combiné avec le fer dans l'acier, il faudrait peser exactement le fer avant et après l'opération au moyen de laquelle on le convertit en acier, estimer l'augmentation de poids, et en déduire le poids du carbone qu'il renferme ; si le reste était égal au poids de la silice préci-

(1) Le wootz ou acier de l'Inde ne donne à l'analyse que de la silice et d'alumine.

pitée ; le silicium serait dans l'acier à l'état d'acide ; mais si ce reste est moitié du poids de la silice, on pourra en conclure que le fer était combiné avec le silicium, et que l'augmentation de poids dans l'analyse provient de l'oxigène absorbé par ce corps pour passer à l'état de silice.

424. L'acier s'obtient par plusieurs procédés, que nous ne décrirons que lorsqu'il sera question de l'extraction du fer ; nous dirons seulement que l'acier peut s'obtenir directement par la fonte ; il prend alors le nom d'Acier Naturel : et en mettant le fer en contact avec le charbon de bois, à une très-haute température ; il porte alors le nom d'Acier de Cémentation : la silice renfermée dans le charbon est réduite par le fer, et le silicium, ainsi qu'une certaine quantité de carbone, se combinent avec le métal. L'acier de cémentation n'est jamais homogène ; la surface seule des barres de fer est aciérée, tandis que, vers le centre, le fer est presque pur. Pour le rendre homogène, on le fond dans un creuset ; on le désigne alors par le nom d'Acier Fondu. L'acier naturel se forge et se soude beaucoup plus facilement avec lui-même ou avec le fer que l'acier fondu ; mais ce dernier acquiert plus de dureté par la trempe et prend un plus beau poli.

425. Le Wootz ou L'acier du Bengale, dont on fait dans l'Orient des armes blanches si estimées, est susceptible de prendre par l'action de l'acide sulfurique étendu, lorsqu'il a été poli, le moiré des Damas, et il conserve encore cette propriété après sa fusion.

D'après les expériences de MM. Stodart et Faraday, on peut obtenir une substance parfaitement analogue à l'acier de l'Inde par le procédé suivant : on soumet à l'action d'une température très-élevée, et long-temps prolongée, de l'acier ordinaire et du charbon ; il se forme un carbure très-fragile, composé de 94,36 de fer et de 5,64 de carbone ; on pulvérise cette substance, on la mêle avec de l'alumine pure, et on lui fait éprouver pendant long-temps une chaleur très-intense ; il se forme alors un alliage qui donne 6 pour 100 d'alumine ; enfin, en faisant fondre un mélange de 500 parties d'acier et de 67 de l'alliage d'alumine, on obtient une substance jouissant de toutes les propriétés du wootz.

426. L'acier se combine avec divers métaux, et forme des alliages dont



plusieurs présentent des phénomènes très-remarquables. L'acier et le fer en lames minces soudées ensemble par l'action de la chaleur, forment une masse qu'on désigne sous le nom d'Étoffe, qui, tordue et corroyée, sert à fabriquer des instrumens tranchans; l'acide sulfurique étendu développe sur les étoffes le moiré qui caractérise le wootz, parce que les étoffes ne sont point homogènes, que l'acier carburé est noirci par les acides, et que le fer ne présente point ce phénomène; mais les étoffes fondues perdent cette propriété, parce que, par la fusion, elles se transforment en une masse homogène. L'acier et l'argent fondus ensemble, forment un alliage dans lequel l'argent se trouve disséminé en petites aiguilles, qui font naître sur le métal poli et soumis à l'action de l'acide sulfurique étendu, des variétés de couleurs analogues an moiré du damas, mais beaucoup plus tranchées; 500 parties d'acier fondu avec une partie d'argent forment une masse homogène, supérieure au meilleur acier. L'acier et le platine se combinent dans toutes les proportions possibles: à parties égales, l'alliage est très-homogène, et susceptible de prendre le plus beau poli; allié à l'acier, dans la proportion de 1 à 3 pour 100, le platine le rend bien plus propre à la fabrication des instrumens tranchans, et lui fait acquérir la propriété de se damasser par l'acide sulfurique étendu. Mais de tous les métaux celui qui paraît augmenter le plus la dureté de l'acier, c'est le rhodium combiné avec lui dans la proportion de 1 à 2 pour 100; malheureusement ce métal est très-rare, et il est impossible d'espérer que les arts puissent jamais faire usage de cet alliage.

427. L'acier agit sur tous les corps de la même manière que le fer; seulement, comme il renferme souvent du carbone, les produits se trouvent compliqués par la présence de ce corps: tous les aciers qui renferment du carbone noircissent par les acides qui attaquent le fer, parce qu'ils mettent le carbone à nu; on a même indiqué ce phénomène comme une propriété caractéristique pour distinguer le fer de l'acier; mais, d'après ce que nous avons dit précédemment, elle n'appartient pas à tous les aciers.

428. Les usages de l'acier sont très-multipliés; il est employé pour faire tous les instrumens tranchans des arts et de l'économie domestique, les coins propres à frapper les monnaies, les armes blanches, etc. Les

aciers de l'Orient ont eu jusqu'ici une grande supériorité sur ceux de l'Europe, parce qu'ils peuvent acquérir une grande dureté sans pourtant devenir trop cassans; les armes blanches fabriquées avec cet acier se reconnaissent facilement au moiré que l'acide sulfurique très-étendu d'eau développe à leur surface; ces apparences, comme nous l'avons déjà dit, ne sont point superficielles, elles se représentent encore dans cet acier fondu et travaillé de nouveau; il paraît quelles proviennent de ce que l'acier de l'Inde est composé de deux substances différentes dont une est susceptible de cristalliser. On est parvenu à imiter l'acier de l'Inde, 1° en combinant l'acier avec du charbon, de la silice et de l'alumine (425), 2° par l'alliage de l'acier avec le platine ou avec l'argent (426).

429. *Combinaison du Platine et du Silicium.* D'après les observations de M. Boussingault, le platine, qui est infusible dans les fourneaux ordinaires, se fond très-facilement dans un creuset brasqué, en augmentant de poids; sa densité est réduite à 20,5; il acquiert une dureté plus grande que celle du fer, et perd presque complétement sa ductilité: en opérant sur 5 grammes de métal, on obtint un culot qui pesait 5,025, et en traitant ce culot par l'eau régale, on obtint un résidu formé de 0,050 de silice; par conséquent, dans l'alliage, le silicium n'est point à l'état d'acide; il est très-probable qu'il provient de la silice que le charbon de bois renferme toujours, qui est décomposée par le carbone, à une haute température.

Le platine cémenté dans le charbon, comme le fer pour le transformer en acier, se combine également avec le silicium, et acquiert les mêmes propriétés que le platine fondu dans un creuset brasqué. Le platine cémenté ne présente, par la trempe et le recuit, aucun des phénomènes qui jusqu'ici paraissent exclusifs à l'acier.

§ XI.

Des Alliages.

430. Les alliages résultent de la combinaison des métaux entre eux; presque tous les métaux peuvent se combiner deux à deux, trois à trois, etc., en une infinité de proportions différentes; les seuls qui se refusent à former des alliages sont ceux dont la fusion et la volatilisation s'opèrent à des températures très-éloignées l'une de l'autre. Les alliages sont en général des combinaisons dont les élémens sont retenus par de très-faibles affinités, et par conséquent dont les propriétés physiques sont très-voisines de celles de leurs élémens, et qui doivent agir sur les autres corps à peu près comme si les métaux qui les constituent étaient isolés. Nous allons d'abord

les considérer d'une manière générale, puis nous n'examinerons en particulier que ceux qui sont utiles ou qui possèdent quelques propriétés remarquables.

431. *Propriétés Physiques.* Tous les alliages ont l'éclat métallique ; tous ont une couleur à peu près moyenne entre celles des métaux alliés ; tous sont solides à la température ordinaire, excepté certains alliages de potassium et de sodium, et les amalgames qui renferment un excès de mercure ; ils jouissent de toutes les propriétés physiques des métaux.

La densité des alliages est souvent moyenne entre celles des métaux alliés ; mais il arrive quelquefois qu'elle est plus grande ou plus petite.

ALLIAGES DONT LA DENSITÉ EST PLUS GRANDE QUE LA DENSITÉ MOYENNE DES ÉLÉMENS.		ALLIAGES DONT LA DENSITÉ EST PLUS PETITE QUE LA DENSITÉ MOYENNE DES ÉLÉMENS.	
Or et Zinc.	Cuivre et Zinc.	Or et Argent.	Fer et Bismuth.
Or et Etain.	Cuivre et Etain.	Or et Fer.	Fer et Antimoine.
Or et Bismuth.	Cuivre et Palladium.	Or et Plomb.	Fer et Plomb.
Or et Antimoine.	Cuivre et Bismuth.	Or et Cuivre.	Etain et Plomb.
Or et Cobalt.	Cuivre et Antimoine.	Or et Iridium.	Etain et Palladium.
Argent et Zinc.	Plomb et Bismuth.	Or et Nickel.	Etain et Antimoine.
Argent et Plomb.	Plomb et Antimoine.	Argent et Cuivre.	Nickel et Arsenic.
Argent et Etain.	Plomb et Molybdène.	Cuivre et Plomb.	Zinc et Antimoine.
Argent et Bismuth.	Palladium et Bismuth.		
Argent et Antimoine.			

Quant à la ductilité ou à la fragilité des alliages, on peut établir d'une manière générale, 1° que tous les alliages des métaux cassans, sont cassans, 2° que les alliages des métaux cassans et des métaux ductiles, sont cassans ou malléables, suivant que le métal dominant est fragile ou ductile ; 3° que les alliages de métaux ductiles jouissent de la même propriété lorsque l'un d'eux est dominant (1) ; mais lorsque les quantités relatives diffèrent peu, ils sont tantôt cassans, tantôt ductiles. Nous donnons ici le tableau des alliages binaires connus ; la lettre C indique les alliages cassans, la lettre D les alliages ductiles, la lettre *d* les alliages peu ductiles ; le numérateur et le dénominateur de la fraction indiquent les proportions du métal supérieur et inférieur, la lettre O indique que les métaux refusent de s'allier, et la lettre A indique les alliages qui existent, mais dont on ignore les propriétés.

(1) Il y a cependant quelques exceptions, car $1/1900$ de plomb ou d'antimoine rend l'or très-cassant.

TABLEAU DES ALLIAGES BINAIRES.

Mercure.																											
C	Potassium.																										
C	C 1/30	Sodium.																									
C	C 1/20	C 1/30	Étain.																								
C	C 1/51	C 1/32	D	Plomb.																							
C	C 1/31	C 1/33	D	A	Zinc.																						
C			D 1/4	D 7/1	A	Argent.																					
C			D 8/100	A	D 1/4	D	Cuivre.																				
C			d 1/11	C 1/1920	C 1/30	D	D	Or.																			
C	A	A	D 24/1	A	C 1/1		A	D 11/4	Fer.																		
O			A	A	O	O	A	C 11/1	A	Nickel.																	
			C 1/1	A		A	d 1/1	D 1/1	A		Palladium.																
							A	A				Osmium.															
			D 4/1	D 8/1		A	D 4/1	A				A	Iridium.														
						A	A	A						Rhodium.													
C			C 5/1	C 1/1	C 1/3	D	A	D 11/1	d 3/1		d 1/1				Platine.												
C							C 100/1								C	Cadmium.											
C	C 45/1	C 45/1	C 1/1	D 1/1	A	A	A	C 1/1920	A	A	C 1/1				C 14/1		Bismuth.										
C	C																	Tellure.									
C	C 27/1	C 27/1	d 1/128	A	A	C 7/90	A	C	A	A					A		C		Arsenic.								
C	C 30/1	C 1/31	A	D 1/1	A	A	C 1/1	C 1/1920	A						C 1/1		C		C	Antimoine.							
O			A	D 1/8	O	O	A	D 1/110	A	A							O				Cobalt.						
O					A		A	d 1/9	A								O			O		Manganèse.					
			C 1/1	d 5/80	A	A	A	C 1/3	C 1/1	A					C 1/1		C			C	C	C	Molybdène.				
																								Urane.			
			A	A		A	A		A								C			C					Tungstène.		
																										Chrôme.	
				O		O	O		A																		Titane.

MÉTAUX DUCTILES.

MÉTAUX CASSANS.

433. *État Naturel.* Les alliages qu'on trouve dans la nature sont ceux d'arsenic et de bismuth ; d'arsenic et d'antimoine ; d'arsenic et de cobalt ; d'arsenic et de nickel ; de fer et de nickel ; de mercure et d'argent ; d'argent et d'antimoine ; d'argent, d'arsenic, de fer et d'antimoine ; d'or, d'argent, de cuivre et de fer ; de platine, de fer, de cuivre, de plomb, de palladium, de rhodium et de soufre.

434. *Préparation.* La plupart des alliages se forment directement en soumettant les métaux que l'on veut combiner, dans un creuset de terre, à une température suffisamment élevée, et brassant le mélange lorsqu'il est en fusion, afin d'obtenir un alliage bien homogène ; mais lorsque les métaux sont très-oxidables, ou l'un d'eux seulement, tels que ceux du 2ᵉ ordre, l'alliage doit être fait dans un tube de verre étroit, où l'air ne puisse pas se renouveler, et lorsque l'alliage entre très-facilement en fusion, il faut recouvrir les métaux d'huile de naphte.

435. *Propriétés Chimiques.* En général l'action des alliages sur les autres corps, est la même que celle des élémens qui les constituent ; cependant les métaux par leur alliage, deviennent moins combustibles, à moins que leurs oxides ne tendent à se combiner : par exemple, le plomb et l'étain ne s'oxident que lentement par l'action de la chaleur, mais quand ils sont combinés dans le rapport de 3 à 1, l'alliage brûle au rouge brun avec une grande rapidité et en dégageant beaucoup de lumière.

436. *Usages.* Les alliages qu'on emploie dans les arts sont au nombre de 12, savoir :

L'alliage de Mercure et d'Etain.	L'alliage de Plomb et d'Antimoine.
de Mercure et d'Argent.	de Zinc et de Cuivre.
de Mercure et d'Or.	d'Arsenic et de Platine.
d'Étain et de Plomb.	de Cuivre et d'Argent.
d'Étain et de Cuivre.	d'Argent et d'Or.
d'Étain et de Fer.	de Zinc, de Mercure et d'Étain.

Nous allons maintenant examiner les alliages utiles et ceux qui présentent quelques particularités remarquables, en commençant par ceux dont les métaux sont les plus fusibles, et, parmi ceux-ci, par les alliages

de mercure, qui, comme nous l'avons vu dans la nomenclature, ont reçu le nom d'amalgames.

Amalgames.

437. Tous les amalgames ont le brillant métallique ; ils sont liquides lorsque le mercure est dominant, et solides dans le cas contraire ; il faut cependant en excepter l'amalgame de sodium qui est solide quoiqu'il renferme 80 parties de mercure sur une de sodium, et celui de potassium qui est solide lorsqu'il contient $\frac{74}{75}$ de mercure. Tous peuvent cristalliser dans un excès de mercure ; tous sont décomposables par la chaleur, à cause de la volatilité du mercure.

438. *Amalgames de Potassium.* Le potassium et le mercure se combinent très-facilement à la température ordinaire ; il ne faut qu'une très-petite proportion de potassium pour solidifier une grande quantité de mercure ; ces amalgames décomposent l'ammoniaque liquide et l'hydro-chlorate d'ammoniaque, en formant un hydrure ammoniacal de potassium et de mercure (362).

439. *Amalgames d'Étain.* Le mercure et l'étain se combinent avec la plus grande facilité à la température ordinaire ou à une température peu élevée ; l'amalgame formé de 10 parties de mercure et de 1 partie d'étain est liquide ; celui qui est composé de 3 parties de mercure et de 1 d'étain est mou, et cristallise facilement ; l'amalgame formé de parties égales est solide.

L'amalgame d'étain est employé pour étamer les glaces ; lorsque les deux surfaces d'une glace ont été planées et polies par une suite d'opérations mécaniques que nous ne pouvons décrire ici, on étend une feuille d'étain de la dimension de la glace, sur une grande table de pierre plane horizontale et garnie dans toute sa circonférence d'une rigole ; avec une brosse dure qu'on passe sur la feuille d'étain, on la rend parfaitement lisse ; après quoi on verse dessus une petite quantité de mercure, que l'on promène, avec une pate de lièvre, sur sa surface, afin de la mouiller partout ; on verse ensuite une grande quantité de mercure, jusqu'à ce qu'il forme une couche de plusieurs lignes d'épaisseur : alors on coule la glace sur le bain de mercure de manière que le bord partage à peu

près l'épaisseur de la couche de mercure en deux parties égales, pour qu'il n'y ait point d'air entre l'amalgame et la surface du verre. On charge la glace avec des poids, une grande partie du mercure s'échappe et se réunit dans les rigoles; enfin, on incline la table de pierre, on relève la glace successivement jusqu'à ce qu'elle soit verticale, et on l'abandonne pendant plusieurs jours, afin de la bien égoutter; l'amalgame ne forme qu'une couche très-mince, très-brillante, très-adhérente au verre. Lorsque pour étamer les glaces on emploie plusieurs feuilles d'étain, leurs bords forment dans la glace des lignes noires qui sont d'un mauvais effet. L'étamage des glaces est une opération très-dangereuse, à cause de la grande quantité de vapeurs mercurielles qui se développent sur des surfaces aussi étendues. Dans les grands établissemens, les ouvriers ne travaillent qu'un petit nombre d'heures par semaine; malgré cette précaution, ils finissent, au bout de peu d'années, par avoir des tremblemens nerveux.

440. *Amalgame de Bismuth.* Cet amalgame, formé à chaud avec 4 parties de mercure et 1 de bismuth, s'attache facilement au verre. On l'emploie pour étamer les globes de verre; pour cela, après les avoir fait chauffer, on y introduit l'amalgame également chaud, et on le promène sur toute la surface; une partie y reste adhérente, et produit un étamage assez brillant; lorsque le verre est jaune, l'étamage acquiert une teinte dorée très-éclatante.

441. *Amalgame d'Argent.* S'obtient en chauffant de l'argent jusqu'au rouge, et le projettant dans 12 à 15 fois son poids de mercure presque bouillant, et comprimant dans une peau de chamois le mélange refroidi, afin de séparer le mercure excédant; cet amalgame est mou, cristallise très-facilement; il est formé de 8 parties de mercure et de 1 d'argent.

442. *Amalgame d'Or.* Cet amalgame se prépare de la même manière que celui d'argent. On l'emploie dans la dorure du cuivre jaune.

Pour dorer un objet quelconque en cuivre jaune, on le chauffe jusqu'au rouge afin de détruire les corps gras qui peuvent exister à sa surface, et on le plonge dans de l'acide sulfurique faible, afin de dissoudre l'oxide qui s'est formé pendant la calcination; c'est ce qui s'appelle décaper.

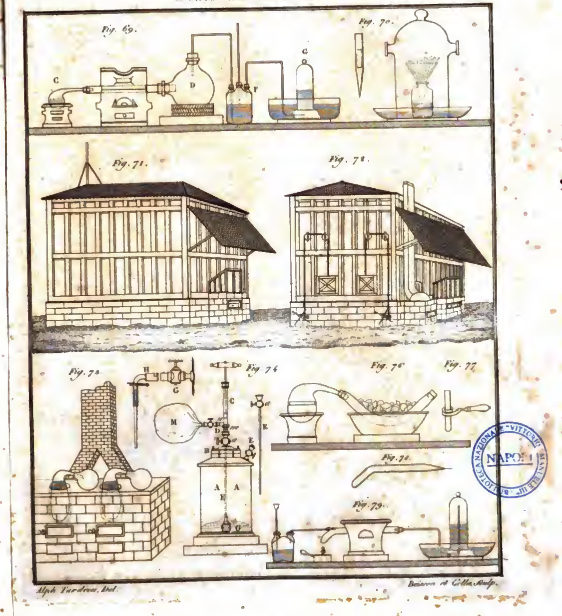
On essuye la pièce en la frottant avec du son, et on la mouille avec du nitrate de mercure; ce sel est décomposé, et le mercure déposé à l'état métallique sur le cuivre, forme une couche qui recouvre toute sa surface; c'est alors que l'on applique l'amalgame d'or avec un gratte-brosse; et qu'on fait chauffer fortement la pièce pour en vaporiser le mercure. A la suite de cette opération, on fait bouillir la pièce dans l'eau, et on la soumet de nouveau au feu, après l'avoir couverte d'une bouillie formée de sel de nitre, d'alun et d'eau; ce n'est qu'après cette dernière opération, que la couche d'or paraît avec son éclat. La dorure au moyen du mercure est une opération très-dangereuse par la grande quantité de vapeurs mercurielles qui se dégagent; mais on parvient à soustraire les ouvriers à l'influence de ces vapeurs en calcinant les pièces couvertes d'amalgames dans des fourneaux clos, dont le tirage est très-actif.

143. *Amalgame de Platine.* Le platine qui provient de la calcination de l'hydro-chlorate de platine et d'ammoniaque, se combine très-facilement avec le mercure, par la trituration dans un mortier de fer. On peut obtenir un amalgame très-solide et renfermant des proportions quelconques de platine.

Alliages de Potassium.

244. *Alliages de Potassium et de Sodium.* Ces alliages se forment directement en fondant les deux métaux dans l'huile de naphte; ils sont toujours plus fusibles que le sodium: lorsque le potassium y entre pour ⅓, l'alliage est liquide à zéro; lorsque la quantité de potassium est plus petite, l'alliage est solide, cassant et volatil; exposé à l'air ou dans l'huile de naphte, le potassium s'altère le premier, et bien plus rapidement que le sodium.

445. Le potassium se combine aussi avec un grand nombre d'autres métaux, et forme des alliages qui sont tous cassans, plus ou moins fusibles et très-oxidables à l'air. Tous décomposent l'eau à la température ordinaire, et souvent la chaleur développée est assez forte pour enflammer l'hydrogène qui se dégage. Ces alliages peuvent s'obtenir directement en faisant chauffer dans de l'huile de naphte le potassium et le métal qu'on veut allier avec lui.



Alph. Tardieu. Del.   Beisson et Gilles Sculp.

446. Plusieurs alliages de potassium peuvent être employés pour enflammer la poudre sous l'eau ; mais alors il faut les préparer par le procédé suivant, qui est dû à M. Serullas. On commence par porphyriser 100 parties d'émétique (tartrate de potasse et d'antimoine) et 3 parties de noir de fumée ou de charbon ordinaire ; on introduit ce mélange dans un petit creuset dont la paroi intérieure a été frottée avec du charbon, afin de s'opposer à l'adhérence du cône de charbon qui reste après la calcination ; on recouvre le mélange d'une couche de charbon pulvérisé, et, après avoir luté le couvercle, on soumet le creuset à l'action d'une chaleur très-élevée pendant 3 heures ; on retire le creuset et on le laisse refroidir pendant six à sept heures, temps nécessaire pour que l'air en y pénétrant brûle la couche extérieure de la masse fulminante ; lorsqu'on ouvre le creuset un peu trop tôt il y a toujours explosion ; la matière, promptement retirée du creuset, doit être renfermée dans un flacon à large goulot. Cette matière est composée de charbon, d'antimoine et de potassium.

On peut encore préparer cet alliage en calcinant un mélange de 100 parties d'antimoine, 75 de crème de tartre charbonnée et de 12 de noir de fumée.

Pour enflammer la poudre sous l'eau au moyen de ces charbons fulminans, on la place dans un tube de fer-blanc ou de toute autre matière imperméable à l'eau, et à une des extrémités on met gros comme un pois de charbon fulminant ; on ferme le tube avec un bouchon de liége, percé d'un trou couvert de lut, que l'on peut facilement enlever, ou avec une tige ou avec une ficelle, lorsque l'artifice est placé dans le lieu où il doit faire explosion.

447. On peut, par des procédés analogues à ceux que nous venons d'indiquer pour obtenir l'alliage d'antimoine et de potassium, combiner ce dernier métal avec plusieurs autres.

Alliages d'Étain.

448. L'étain jouit de la propriété remarquable de rendre cassant la

plupart des métaux malléables avec lesquels il est allié, mais à la dose de $\frac{1}{10}$.
Les alliages d'étain les plus importans sont ceux de plomb, de cuivre et de fer.

449. *Alliage d'Étain et de Plomb.* L'alliage connu sous le nom de Soudure des Plombiers est formé de 1 partie d'étain et de 2 parties de plomb. Cet alliage est gris, très-ductile, plus fusible que l'étain, combustible lentement dans l'air humide, brûle très-rapidement à la chaleur rougé ; on l'obtient directement. L'alliage formé de 2 parties de plomb et de 3 parties d'étain est encore plus combustible.

450. *Alliages d'Étain et de Cuivre.* Ces alliages sont employés pour la fabrication des canons, des statues, des cloches, des timbres, des cymbales, des tam-tams, des miroirs des télescopes ; mais pour chacun de ces différens usages les proportions varient : pour les canons et les statues on emploie 11 parties d'étain sur 100 parties de cuivre (1) ; pour les cloches on emploie 22 parties d'étain et 78 parties de cuivre (2) ; pour les cymbales, les tamtams (3) l'alliage est formé de 20 parties d'étain et de 80 parties de cuivre ; les timbres d'horlogerie renferment un peu plus d'étain que le métal de cloche ; enfin, les miroirs des télescopes sont formés de 2 parties de cuivre et de 1 partie d'étain.

Tous ces alliages sont très-durs, cassans, élastiques, sonores ; celui des miroirs de télescope est parfaitement blanc, tous les autres sont plus ou moins jaunes. Ils jouissent tous d'une propriété extrêmement remarquable, qui a été découverte par M. Darcet : chauffés au rouge et refroidis brusquement par immersion dans l'eau, ils deviennent ductiles et très-malléables ; chauffés de nouveau à la même température et refroidis lentement, ils reprennent leur dureté et leur fragilité. Cette propriété est tout-à-fait l'inverse de celle de l'acier.

Les alliages d'étain et de cuivre se forment directement ; ils se comportent à l'air comme si l'étain et le cuivre étaient isolés.

451. Le cuivre étamé n'est pas un alliage ; c'est une lame d'étain

---

(1) Le bronze des canons renferme quelquefois $\frac{1}{100}$ de fer et $\frac{3}{100}$ de sinc.

(2) Le métal des cloches renferme souvent du sinc et du plomb, mais en petite proportion.

(3) Les tam-tams sont des instrumens venus de la Chine, qui produisent par la percussion un son très-éclatant ; ils sont formés d'un disque mince d'un grand diamètre, relevé par ses bords et suspendu à un cordon ; on le frappe avec un tampon.

très-mince appliquée contre le cuivre. Pour étamer le cuivre, on commence par décaper ou désoxider la pièce en la saupoudrant de sel ammoniac, la faisant chauffer et la frottant avec un morceau d'étoupe ; lorsque le métal est devenu brillant, on met de l'étain dans la pièce et on fait chauffer ; lorsque l'étain est en fusion, on le frotte sur toute la surface du cuivre.

452. *Alliage d'Étain et de Fer.* L'étain se combine directement avec le fer avec une grande facilité ; l'alliage formé de 8 parties d'étain et de 1 partie de fer fond au-dessous de la chaleur rouge ; il est préférable à l'étain pur pour étamer le cuivre ; il dure beaucoup plus.

Le fer-blanc est de la tôle laminée, dont les deux surfaces sont recouvertes d'une couche d'étain très-mince ; pour fixer l'étain sur le fer, on commence par le décaper, ensuite on le plonge, pendant un temps plus ou moins considérable, dans un bain d'étain fondu, recouvert d'une couche de suif ; enfin, on enlève l'étain excédant. Ces opérations sont compliquées d'un grand nombre de détails que nous ne pouvons développer ici. (Voyez *Annales de Physique et de Chimie*, tom. XII.)

Le fer-blanc soumis à l'action de la vapeur d'acide hydro-chlorique, ou mis en contact avec un mélange chaud de 2 parties d'acide nitrique, 3 d'acide hydro-chlorique et de 8 parties d'eau, acquiert des reflets analogues au moiré de certaines étoffes de soie. Le fer-blanc ainsi préparé a reçu le nom de Moiré métallique. Cette curieuse observation a été faite pour la première fois par M. Allard. Il paraît que le moiré du fer-blanc est dû à une véritable cristallisation de l'étain qui existe toute formée dans le fer-blanc, mais qui est recouverte par une couche très-mince d'étain que les acides dissolvent facilement. On augmente la vivacité des reflets, en couvrant le fer-blanc d'un vernis transparent.

Alliages de Plomb.

453. Le plomb à parties égales rend cassans tous les autres métaux malléables, excepté le zinc et l'étain ; suivant M. Hatchet, l'or est rendu cassant par $\frac{1}{1920}$ de plomb. Il ne nous reste à examiner qu'un seul alliage de plomb important, c'est celui qui constitue les caractères d'imprimerie.

454. *Alliage de Plomb et d'Antimoine.* Cet alliage, formé de 4 parties de plomb et de 1 d'antimoine, est solide, malléable, plus dur que le plomb, fusible au-dessous de la chaleur rouge ; on l'obtient directement. On l'emploie, comme nous l'avons dit, pour former les caractères d'imprimerie.

Alliages d'Arsenic.

455. L'arsenic se combine directement avec la plupart des métaux ; en très-petite proportion il rend cassans tous les métaux ductiles, excepté le fer. Tous les alliages d'arsenic sont décomposés par la chaleur en vase clos, et à l'air ; en vase clos, l'arsenic se volatilise ; en vase ouvert, il se brûle, et son oxide se dégage en vapeurs. Un seul alliage d'arsenic a été employé, c'est celui de platine. Cet alliage étant très-fusible et facilement décomposable par la chaleur, a été long-temps en usage pour extraire le platine de sa mine et pour le mettre en plaque, qu'on travaillait ensuite au marteau pour lui donner différentes formes.

Alliages de Zinc.

456. Parmi les alliages de zinc, il n'en est qu'un seul qui soit réellement important, c'est celui de zinc et de cuivre. Cet alliage est connu sous le nom de *Cuivre Jaune*, de *Laiton*, d'*Or de Manheim*, d'*Alliage du Prince Robert* ; il résulte de la combinaison de 20 à 40 parties de zinc avec 80 à 60 parties de cuivre : celui dont se servent les tourneurs, et qui est peu propre au travail du marteau, renferme, sur 100 parties, 1,15 à 2,86 de plomb. La densité du laiton varie de 7,824 à 8,441 ; sa couleur est d'un jaune très-vif ; il est plus fusible que le cuivre, moins bon conducteur de la chaleur, ductile à froid, fragile à chaud ; il s'oxide lentement dans l'air humide.

Le laiton peut se former en fondant ensemble le cuivre et le zinc ; mais on l'obtient ordinairement en fondant un mélange d'oxide de zinc (calamine), de charbon et de cuivre. C'est principalement à Liége, à Namur, dans l'ancien département de la Roër et dans le pays de Nurem-



berg, que l'on fabrique le laiton. Cet alliage a des usages très-multipliés ; on l'emploie pour faire des chaudières, un grand nombre d'ustensiles de l'économie domestique, des machines, les instrumens de physique, les épingles, les cordes de piano, etc.

Alliages d'Antimoine.

457. Nous avons déjà parlé du seul alliage d'antimoine qui soit employé, celui d'antimoine et de plomb ; cependant il en existe quelques autres qui offrent des particularités remarquables. L'alliage formé de 1 partie d'antimoine et de 3 de cuivre, est violet, cassant et susceptible d'un très-beau poli ; avec une plus grande portion d'antimoine, on peut l'obtenir parfaitement blanc. L'antimoine rend l'or cassant à la proportion de $\frac{1}{1920}$; l'alliage de 1 partie d'antimoine et 2 parties de fer fait feu sous la lime.

Alliages d'Argent.

Il ne nous reste plus à examiner que deux alliages d'argent : celui d'argent et de cuivre, et celui d'argent et d'or.

458. *Alliages d'Argent et de Cuivre.* Les différens alliages d'argent et de cuivre se forment directement ; ils sont blancs, moins ductiles et plus fusibles que l'argent ; ils ne sont point oxidables à la température ordinaire dans l'air humide ; mais, à une chaleur rouge suffisamment prolongée, le cuivre s'oxide. On appelle titre de ces alliages la quantité de millièmes d'argent pur qu'ils renferment.

Argent des Monnaies......	9 argent......	1 cuivre.....	titre... $\frac{900}{1000}$
Argent de la Vaisselle.....	9 ½ argent....	½ cuivre....	titre... $\frac{950}{1000}$
Argent des Bijoux........	4 argent......	1 cuivre.....	titre... $\frac{800}{1000}$
Argent de Billon.........	1 argent.......	4 cuivre.....	titre... $\frac{200}{1000}$

A la fin de ce Cours nous décrirons les procédés qu'on emploie pour reconnaître les titres des alliages d'argent.

459. *Alliages d'Or et d'Argent.* Ces alliages, inaltérables à l'air, à toutes

les températures, sont plus fusibles que l'or, et ont une couleur qui dépend des quantités relatives des deux métaux. L'alliage formé de 708 parties d'or et de 292 d'argent, est vert; on l'emploie en bijouterie : celui qui contient les ⅔ d'argent, est blanc. Le vermeil est de l'argent doré avec une amalgame d'or. Les alliages d'or et d'argent s'obtiennent directement; on les trouve souvent dans la nature, car l'or natif contient toujours un peu d'argent, de même que l'argent natif contient presque toujours un peu d'or.

Alliages de Cuivre.

460. Il ne nous reste plus qu'à examiner un seul alliage important de cuivre, c'est celui de cuivre et d'or. Les alliages d'or et de cuivre sont jaunes, n'éprouvent aucune altération dans l'air sec ou humide; mais, à la chaleur rouge, le cuivre s'oxide : ils sont plus fusibles et moins ductiles que l'or. Ces alliages servent à fabriquer les monnaies et un grand nombre d'ustensiles. Les titres de ces alliages sont fixés ainsi qu'il suit :

Or des Monnaies...	9 or.......	1 cuivre.......	titre....... $\frac{900}{1000}$
Or des Bijoux et Ustensiles.	92 or.......	8 cuivre.......	titre....... $\frac{920}{1000}$
	84 or.......	16 cuivre.......	titre....... $\frac{840}{1000}$
	75 or.......	25 cuivre.......	titre....... $\frac{750}{1000}$

Nous devons cependant ajouter que le métal combiné avec l'or n'est pas toujours uniquement du cuivre; il y a souvent de l'argent, mais la quantité en est si petite qu'on n'y a jamais égard.

Alliages d'Or.

De tous les alliages d'or qui sont importans, il ne nous reste à examiner que celui de platine.

461. *Alliage d'Or et de Platine.* L'or et le platine peuvent s'allier en toute proportion, à une température très-élevée. Cet alliage est très-ductile et plus fusible que le platine; il est blanc lorsque l'or y entre pour les $\frac{1}{11}$, et à plus forte raison lorsqu'il n'en forme qu'une plus petite fraction.

Alliages de Fer.

462. Nous avons déjà examiné plusieurs alliages de fer ; il ne nous reste, pour compléter ce que nous avons dit, qu'à ajouter, 1° que le fer se combine avec le platine à une haute température et forme un alliage plus fusible que le platine (1) ; 2° que le fer et le cuivre peuvent se combiner par l'intermédiaire de l'étain ; 3° que le fer ne peut s'unir avec l'argent qu'autant qu'il est à l'état d'acier. Quant aux alliages de l'acier, voyez (426).

Alliages Multiples.

Parmi les alliages multiples, il n'en est que deux qui soient employés.

463. *Alliage de 2 parties de Mercure, de 1 partie de Zinc et de 1 partie d'Étain.* Cet alliage est très-fragile, fusible, décomposable par la chaleur, facilement oxidable ; on l'obtient directement ; réduit en poudre et mêlé avec de la graisse, on l'emploie pour frotter les coussins des machines électriques.

464. *Alliage de 8 parties de Bismuth, de 5 parties de Plomb et de 3 parties d'Étain.* Cet alliage, qui porte le nom de M. Darcet qui l'a découvert, est gris de plomb, fusible à 90°, peu oxidable dans l'air humide à la température ordinaire ; on l'emploie pour clicher les médailles.

---

(1) On voit, d'après cela, qu'il faut avoir le plus grand soin de ne pas mettre le fer en contact avec les creusets de platine dans les fourneaux où la température est très-élevée.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE II.

Composés Métalliques Combustibles.

Combinaisons de l'Hydrogène avec les Métaux.

L'hydrogène ne se combine qu'avec trois métaux : le Potassium, l'Arsenie et le Tellure.

COMBINAISONS DE L'HYDROGÈNE ET DU POTASSIUM.	*Hydrure de Potassium.*	Corps solide, gris, terne; décomposé par la chaleur, l'eau; combustible dans l'air. S'obtient directement. Sans usage. Découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard.
	Gaz Hydrogène Potassié.	Gaz incolore; combustible spontanément dans l'air, perd cette propriété en déposant une portion de métal. S'obtient en traitant la potasse par le fer à une très-haute température. Sans usage. Découvert par Sementini.
COMBINAISONS DE L'HYDROGÈNE ET DE L'ARSENIC.	*Hydrure d'Arsenic.*	Solide, brun rouge, indécomposable par la chaleur rouge, combustible dans l'air. S'obtient, 1° en décomposant l'eau par la pile et mettant un fragment d'arsenic au pôle négatif; 2° en décomposant l'eau par un alliage de potassium et d'arsenic; 3° en conservant sur l'eau le gaz hydrogène arseniqué; 4° en faisant passer du chlore dans ce dernier gaz. Il est sans usage. Il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard.
	Gaz Hydrogène Arsenique.	Gaz incolore, odeur fétide. P. S. 0,529. Poison violent; se liquéfie à 30°; combustible dans l'air. S'obtient en traitant un alliage d'étain et d'arsenic par l'acide hydro-chlorique.
COMBINAISONS DE L'HYDROGENE ET DU TELLURE.	*Hydrure de Tellure.*	Corps solide, brun, peu connu. S'obtient en décomposant l'eau par la pile et mettant un fragment de tellure à l'extrémité du fil négatif.
	Gaz Hydrogène Telluré.	Gaz incolore, odeur fétide, soluble dans l'eau, combustible dans l'air. S'obtient en traitant successivement par l'eau et l'acide hydro-chlorique un alliage de potassium et de tellure. Il se combine avec les alcalis. Ce gaz est sans usage. Il a été découvert par M. Davy.

Combinaisons de l'Hydrogène et de l'Ammoniaque avec les Métaux.

HYDRURE AMMONIACAL DE MERCURE.	Corps solide, aspect métallique, densité au-dessous de 3; décomposable spontanément dans l'air. S'obtient en faisant plonger le fil négatif d'une pile dans une capsule d'hydro-chlorate d'ammoniaque humide pleine de mercure; le volume du mercure augmente dans le rapport de 5 à [illegible]. Découvert par M. Séebeck.
HYDRURE AMMONIACAL DE MERCURE ET DE POTASSIUM.	Ce corps jouit des mêmes propriétés physiques que le précédent, seulement il ne se décompose pas instantanément; mais il est facilement décomposé par tous les corps qui peuvent oxider le potassium. On l'obtient en mettant un alliage de potassium et de mercure en contact avec de l'hydro-chlorate d'ammoniaque sec ou humide, ou avec une dissolution concentrée d'ammoniaque. Découvert par M. Davy.

Combinaisons de l'Azote avec les Métaux.

L'azote ne se combine directement avec aucun métal, mais le potassium et le sodium se combinent avec lui par l'intermède de l'ammoniaque.

Lorsque l'on fait chauffer ces métaux dans du gaz ammoniac sec, il se dégage une quantité d'hydrogène égale à celle que le métal mettrait en liberté en décomposant l'eau, et il se forme un azoture ammoniacal. Soumis à l'action d'une température plus élevée, l'ammoniaque se dégage et on obtient un azoture simple; il décompose l'eau, les acides, en général tous les corps qui sont attaqués par le potassium, et il se forme de la potasse et de l'ammoniaque. Ces corps sont sans usages.

Combinaisons du Chlore avec les Métaux.

L'histoire des chlorures ne peut être séparée de celle des hydro-chlorates; par conséquent, il ne sera question des premiers que dans l'histoire des sels.

Combinaisons du Phosphore avec les Métaux.

Il paraît que chaque métal donne autant de phosphures que de chlorures, de sulfures ou d'oxides.

P. P..... Tous les phosphures sont solides, inodores, cassans; la plupart ont l'éclat métallique, quelques-uns sont décomposés par la chaleur, ce sont principalement ceux des derniers ordres.

E. N. et P. Aucun phosphure n'existe dans la nature. On les obtient, 1° en projetant le phosphore par fragmens sur le métal en fusion; 2° en faisant chauffer ensemble le métal et le phosphore; 3° en faisant passer du phosphore en vapeurs sur le métal incandescent; 4° en faisant chauffer sous l'eau un oxide et du phosphore; 5° en soumettant à une température très-élevée un mélange d'acide phosphorique, de métal et de charbon; 6° en décomposant un phosphate neutre par le charbon à une très-haute température; 7° en faisant passer un courant d'hydrogène phosphoré à travers une dissolution métallique. Les trois derniers procédés donnent des phosphures constans dans leur composition.

P. C..... Les phosphures sont peu altérables dans l'air à la température ordinaire; mais à une température plus ou moins élevée, le phosphore se transforme toujours en acide phosphorique: si le métal est oxidable, il se forme un phosphate, qui peut se décomposer à une température plus élevée; si le métal ne s'oxide pas, l'acide phosphorique se volatilise toujours à une température suffisamment élevée. Les phosphures du 2e ordre décomposent l'eau à la température ordinaire.

C......... D'après M. Dulong, dans les phosphures la proportion des deux élémens est la même que dans les phosphates neutres. Les quantités de phosphore et de métal sont dans le rapport des quantités d'oxigène et de métal dans l'oxide correspondant multiplié par 1,81.

U......... Les phosphures sont sans usages.

Combinaisons du Soufre avec les Métaux.

P. P..... Les sulfures sont solides, cassans, quelques-uns ont l'éclat métallique. Ceux d'arsenic et de mercure sont volatils, les autres sont décomposables ou fusibles à une température plus ou moins élevée.

E. N..... On trouve treize sulfures dans la nature, savoir: les sulfures de fer, de zinc, de manganèse, d'étain, d'arsenic, de molybdène, d'antimoine, de bismuth, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent et de nickel.

P......... On prépare les sulfures, 1° en mettant le soufre et le métal en contact à une température suffisamment élevée; 2° en faisant chauffer un mélange d'oxide et de soufre; 3° en décomposant un sulfate neutre par le charbon; 4° en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré à travers une dissolution saline; 5° en versant une dissolution d'hydro-sulfate alcalin dans une dissolution métallique; les trois derniers procédés donnent des sulfures constans dans leur composition.

P. C..... La plupart des persulfures et plusieurs proto-sulfures des métaux du dernier ordre sont décomposés par la chaleur seule. A la température ordinaire, dans l'air humide, plusieurs sulfures sont décomposés; les sulfures alcalins décomposent l'eau et se transforment en hydro-sulfates, et ensuite en sulfites et en sulfates; les autres ne décomposent point l'eau, et passent de suite à l'état de sulfites ou de sulfates. Par la chaleur, tous les sulfures absorbent l'oxigène; pour ceux des deux derniers ordres, le soufre se dégage à l'état d'acide sulfureux, et le métal reste libre; pour tous les autres, le métal s'oxide, et il se forme un sulfate qui se

décompose à une température suffisamment élevée, excepté ceux de magnésium et du 2e ordre. Avec les autres corps, les sulfures se comportent à peu près comme si le soufre et le métal étaient séparés.

C........ Chaque métal forme autant de sulfures que d'oxides; dans les sulfures, la quantité de soufre est deux fois plus grande que la quantité d'oxigène dans l'oxide correspondant.

U........ On n'emploie dans les arts que les sulfures de fer, d'arsenic, d'antimoine, de cuivre, de plomb, de mercure et d'argent.

SULFURE DE ZINC.

Le zinc ne forme qu'un seul sulfure (blende). Il est composé de 66,70 de zinc et de 33,28 de soufre. Il est solide, terne; sa couleur varie du jaune au brun-noir; moins fusible que le zinc. Il est combustible dans l'air. Il existe dans la nature. On l'exploite pour en extraire le zinc.

SULFURE DE FER.

On peut combiner le soufre et le fer en une infinité de proportions différentes, mais on ne trouve dans la nature que deux sulfures de fer.

Le persulfure de fer naturel est jaune brillant. Il est formé de 118,62 de soufre et de 100 de fer. Sa densité est de 4,10 à 4,74. Par la chaleur, il abandonne 0,22 de soufre. Il est décomposé dans l'air sec par la chaleur, et dans l'air humide à la température ordinaire; il se transforme alors en sulfate. Il est très-répandu dans la nature; on l'emploie pour en extraire le soufre et pour former du sulfate.

Le proto-sulfure de fer est jaune brillant, magnétique; ne laisse point dégager de soufre par la chaleur. Il est composé de 100 de fer et de 59,31 de soufre. Sa densité est de 4,518. Il est plus rare que le premier.

Les sulfures de fer ne décomposent pas l'eau; mais lorsqu'on fait un mélange de fer, de soufre et d'eau, cette dernière est décomposée; il se forme un hydro-sulfate qui absorbe l'oxigène de l'air en produisant beaucoup de chaleur.

SULFURE D'ÉTAIN.

L'étain forme deux sulfures.

Le proto-sulfure est brillant, d'un gris bleuâtre, indécomposable par la chaleur, combustible dans l'air; l'étain reste à l'état d'oxide. Il est composé de 100 parties d'étain et de 26,57 de soufre. On peut le former directement. Il existe en Cornouailles.

Le deuto-sulfure (or mussif) est solide, jaune, lamelleux, friable. Il se décompose en partie par la chaleur; il est combustible. On l'obtient ordinairement en faisant chauffer un mélange d'un alliage pulvérisé de mercure et d'étain, de soufre et d'hydro-chlorate d'ammoniaque. On l'emploie pour bronzer le bois.

SULFURE D'ARSENIC.

On ne trouve dans la nature que deux sulfures d'arsenic.

Proto-sulfure (réalgar), est rouge; sa poussière est jaune. Il est fusible, volatil et combustible. Il correspond à un oxide d'arsenic qui n'est pas connu. Il contient les 2/3 du soufre de l'orpiment.

Deuto-sulfure (orpiment), jaune, fusible, volatil et combustible. Il correspond à l'oxide blanc d'arsenic.

On peut former artificiellement un sulfure qui correspond à l'acide d'arsenic.

SULFURE DE MOLYBDENE.

Il est lamelleux, a l'aspect de la plombagine. Il est combustible dans l'air; il se forme de l'acide molybdique. Il est composé de 60 de métal et de 40 de soufre. On le trouve dans la nature.

SULFURE D'ANTIMOINE.

On ne trouve dans la nature qu'un seul sulfure d'antimoine. Il est fibreux, brillant, gris, très-cassant, indécomposable par la chaleur seule, combustible. Il est composé de 100 parties de métal et de 35,57 de soufre. On peut le former directement. Il est très-répandu dans la nature. C'est de ce sulfure qu'on extrait l'antimoine.

SULFURE DE BISMUTH.

Le sulfure de bismuth a l'aspect du plomb, il cristallise en aiguille. Il est très-cassant, moins fusible que le bismuth. Indécomposable par la chaleur, mais combustible dans l'air. Il est composé de 100 parties de métal et de 22,52 de soufre. Il existe dans la nature, mais rarement. On peut l'obtenir directement.

SULFURE DE CUIVRE.

On connaît deux sulfures de cuivre.

Le premier, qui correspond au protoxide, est gris, fusible, indécomposable par la chaleur, combustible dans l'air. Il est formé de 100 parties de métal et de 25,42 de soufre. Il est très-répandu dans la nature. Il constitue la principale mine de cuivre exploitée. On peut l'obtenir directement.

Le deuto-sulfure n'existe point dans la nature. On l'obtient par le quatrième procédé.

SULFURE DE PLOMB.	On ne connaît qu'un seul sulfure de plomb; il correspond au protoxide. Le proto-sulfure de plomb (galène, alquifoux), est gris, lamellaire, très-cassant, indécomposable par la chaleur, combustible. Il est formé de 100 parties de métal et de 15,51 de soufre. Il est très-répandu dans la nature. Il constitue la seule mine de plomb exploitée. On l'emploie pour faire la couverte des poteries. On peut le former directement.
SULFURE DE MERCURE.	On ne trouve dans la nature qu'un seul sulfure de mercure; il correspond au deutoxide. Le sulfure de mercure (cinabre, vermillon lorsqu'il est pulvérisé), est fibreux, rouge violacé. Il est volatil, décomposable à une haute température; combustible. Il est composé de 100 de métal et de 15,88 de soufre. Il existe dans la nature. C'est de ce sulfure qu'on extrait le mercure. On en forme aussi artificiellement.
SULFURE D'ARGENT.	Le sulfure d'argent est gris-noir, très-cassant. Il est plus fusible que l'argent, indécomposable par la chaleur, combustible. Il est formé de 100 parties de métal et de 14,88 de soufre. Il existe dans toutes les mines d'argent. On peut le former par tous les procédés.
SULFURE DE PLATINE.	Le platine forme deux sulfures; le premier s'obtient directement, le second par le quatrième procédé. Ils sont indécomposables par la chaleur, combustibles. Ils n'existent point dans la nature, et sont sans usages.

Combinaisons de l'Iode avec les Métaux.

L'iode n'a encore été combiné qu'avec le potassium, le sodium, le zinc, le fer, l'antimoine, le bismuth, le cuivre, le plomb, le mercure et l'argent.

P. P..... Tous les iodures sont solides, cassans, inodores, quelques-uns ont des couleurs très-vives. Les iodures de sodium, de potassium, de zinc et de mercure sont volatils; tous, excepté ceux de sodium, de potassium et de bismuth, sont décomposés par la chaleur.

E. N. et P. Aucun n'existe dans la nature. On les obtient, 1° en chauffant le métal et l'iode; 2° en versant une dissolution d'hydriodate alcalin dans une dissolution métallique.

P. C..... Dans l'air humide, les iodures du 2e ordre et ceux de fer et de zinc se transforment en hydriodates. A la chaleur rouge, ils sont décomposés par le chlore, mais ne le sont pas par le phosphore et le soufre. L'eau est décomposée par les iodures du 2e ordre et ceux de zinc, de fer, d'antimoine et d'étain; il se forme de l'acide hydriodique et un oxide. Les élémens non combinés de ces iodures décomposent aussi l'eau.

C......... Il paraît qu'il y a autant d'iodures que de sulfures, et qu'ils sont soumis à la même loi de composition.

U........ Tous les iodures sont sans usages.

Combinaisons du Sélénium avec les Métaux.

Le sélénium se combine avec tous les métaux; chaque métal forme autant de séléniures que d'oxides. Les séléniures sont soumis à la même loi de composition que les sulfures. Les séléniures sont tous solides, cassans, et possèdent l'éclat métallique. On ne trouve dans la nature que les séléniures de cuivre et d'argent. On les obtient, 1° en faisant chauffer le métal et le sélénium; 2° en faisant passer le sélénium en vapeurs sur le métal incandescent; 3° en précipitant une dissolution métallique par l'acide hydro-sélénique ou par une dissolution d'hydro-séléniate alcalin. Les séléniures sont sans usages.

Combinaisons du Bore avec les Métaux.

On n'a encore combiné le bore qu'avec le fer et le platine. Ces borures ont l'aspect métallique. Ils sont cassans. On les obtient en calcinant dans un creuset brasqué une pâte de charbon, d'huile, d'acide borique et de limaille de fer ou de platine. Ils n'existent jamais dans la nature, et sont sans usages.

Combinaisons du Carbone avec les Métaux.

On n'a encore combiné le carbone qu'avec le fer: la fonte et l'acier, qui étaient regardés comme des carbures, sont des siliciures.

CHAPITRE III.

Oxides Métalliques.

465. Les oxides métalliques sont des corps brûlés, à bases métalliques, qui ne jouissent point de la propriété de rougir la teinture du tournesol ; la plupart de ces corps se combinent avec les acides. Comme ils sont très-nombreux, nous les examinerons d'abord d'une manière générale.

§ Ier.

Propriétés Générales des Oxides.

466. *Propriétés Physiques.* Tous les oxides sont solides, fragiles ; ternes, lorsqu'ils sont pulvérisés ; un seul est odorant, c'est celui d'osmium ; tous sont insipides, excepté ceux des métaux du 2e ordre, le deutoxide d'arsenic et l'oxide d'osmium. Leurs couleurs sont très-variées.

467. Soumis à l'action de la chaleur, les oxides du 1er ordre n'éprouvent ni fusion, ni décomposition ; ceux des deux derniers ordres se décomposent facilement. Parmi ceux des 2e, 3e, 4e et 5e ordres, il n'en est aucun que la chaleur seule puisse réduire ; mais il en est plusieurs qui abandonnent une portion de leur oxigène. Les oxides qui jouissent de cette propriété, à une température inférieure à la chaleur rouge, sont les deutoxides de calcium, de strontium, de zinc, de nickel ; les tritoxides d'antimoine, de cuivre et de plomb ; ceux qui ne passent à un moindre degré d'oxigénation qu'à la chaleur rouge, sont les deutoxides de barium, de sodium, d'urane, de cobalt, de cuivre, de plomb, et le tritoxide de manganèse. Ces décompositions peuvent se faire très-facilement dans une petite cornue de grès, dont le col est garni d'un tube recourbé, qui s'engage sous une cloche pleine d'eau

ou de mercure ; lorsque la température ne doit pas être très-élevée, l'expérience peut se faire dans une petite cloche courbe, pleine d'azote (*fig.* 47). Parmi les autres oxides qui n'abandonnent point d'oxigène, il en est qui sont infusibles dans les fourneaux ordinaires, et qui ne peuvent être fondus qu'au chalumeau à gaz tonnant condensé ; tels sont les protoxides de calcium, de strontium et de barium ; il en est qui sont volatils, ce sont les oxides d'arsenic et d'osmium ; tous les autres sont fusibles à une température plus ou moins élevée.

La lumière est sans action sur les oxides métalliques.

On ne connaît que deux oxides magnétiques, ce sont le protoxide et le deutoxide de fer.

Tous les oxides, excepté ceux du premier ordre, peuvent être décomposés par un courant galvanique ; pour cela, il faut mettre un oxide légèrement humecté en contact avec deux fils de platine communiquant avec les deux pôles d'une pile en activité, le métal se réunit au pôle négatif et l'oxigène se dégage à l'autre ; une pile de 100 paires est souvent suffisante. Lorsque le métal peut se combiner avec le mercure, on facilite cette décomposition en prenant une masse humide d'oxide, dans laquelle on creuse une cavité qu'on remplit de mercure ; on fait plonger le fil négatif dans le mercure, on met le fil positif en contact avec une plaque métallique, sur laquelle on place l'oxide ; le métal réduit se dissout dans le mercure.

468. *Propriétés Chimiques.* Aucun oxide n'absorbe l'oxigène de l'air sec, à la température ordinaire, mais un grand nombre l'absorbent à une température élevée. Il est évident que tous les oxides qui peuvent se combiner avec une nouvelle quantité d'oxigène et qui forment de nouveaux oxides indécomposables par la chaleur, sont dans ce cas. Dans l'air humide, plusieurs absorbent l'oxigène à la température ordinaire, tels sont les protoxides de cobalt et de cuivre, les protoxides et les deutoxides de fer et de manganèse. Lorsqu'un oxide est en contact permanent avec l'air, souvent il absorbe l'acide carbonique et se transforme en carbonate ; c'est ce qui arrive surtout aux oxides du 2[e] ordre.

469. L'hydrogène est sans action sur les oxides du 1er ordre ; à une température élevée, il ramène à l'état de protoxide tous les deutoxides du 2e ordre et il décompose tous les autres oxides ; les produits de ces décompositions sont évidemment de l'eau, qui se réduit en vapeurs, et le métal, qui reste sous une forme pulvérulente, se fond ou se volatilise. Ces expériences peuvent se faire en introduisant le métal dans un tube de porcelaine placé dans un fourneau à réverbère, et faisant passer un courant d'hydrogène lorsque la température du tube est suffisamment élevée ; on peut produire le courant de gaz, en adaptant à l'extrémité du tube une vessie pleine d'hydrogène, ou un appareil propre à le dégager ; si la température ne devait pas être très-élevée, on pourrait faire l'expérience dans une cloche courbe pleine d'hydrogène.

470. Le carbone est sans action sur les oxides du 1er ordre ; il fait passer à l'état de protoxide tous les deutoxides du 2e ordre, et il réduit les oxides de sodium et de potassium ; enfin, il réduit tous les oxides des ordres suivans. Dans la décomposition des oxides par le charbon, il se forme de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone, ou l'un et l'autre de ces gaz ; si la décomposition a lieu à une température peu élevée, il ne se formera que de l'acide carbonique ; car l'oxide de carbone ne peut se former qu'à une température très-élevée : si l'oxide est difficile à réduire, il ne se formera que de l'oxide de carbone ; car, s'il se formait de l'acide carbonique, il serait décomposé par le charbon : enfin, si la température de la décomposition n'est pas très-élevée, de manière à ce que les deux gaz puissent se former, on obtiendra de l'acide carbonique, lorsque l'oxide métallique sera en excès, et de l'oxide de carbone, lorsque le charbon sera dominant.

471. Le chlore sec, à l'aide de la chaleur, décompose l'oxide de magnésium et ceux de toutes les sections suivantes ; il se forme des chlorures, et l'oxigène se dégage ; on peut facilement faire ces expériences, en introduisant l'oxide dans un tube de porcelaine, à travers lequel on fait passer un courant de chlore, lorsqu'il est incandescent.

Lorsqu'on fait passer un courant de chlore dans un oxide en dissolution ou en suspension dans l'eau, il paraît qu'il se forme d'abord un

chlorure d'oxide, et avec ceux du 2e ordre, l'eau est ensuite décomposée; ses deux élémens, se combinant avec le chlore, donnent naissance à des chlorates et à des hydro-chlorates, du moins c'est ce qui arrive avec la potasse.

472. L'azote est sans action sur les oxides métalliques à toutes les températures.

473. Le phosphore n'exerce aucune action sur les oxides du premier ordre; il se combine avec les protoxides du 2e ordre et forme, avec les deutoxides de ces métaux, des proto-phosphates et des oxides phosphorés; on peut facilement constater ces phénomènes au moyen de l'appareil que nous avons décrit pour faire les phosphures métalliques (368) (*fig.* 79). Le phosphore décompose les oxides des 5 ordres suivans; il se forme toujours de l'acide phosphorique, souvent un phosphure et un phosphate : il ne se forme qu'un phosphure, lorsque le métal est très-facile à réduire, comme ceux du 7e ordre; il ne se forme qu'un phosphate, lorsque le métal, étant à l'état de deutoxide ou de tritoxide, est difficile à réduire et qu'il est en excès; il peut se former l'un et l'autre, lorsque le métal, étant difficile à réduire, c'est le phosphore qui se trouve en excès. La décomposition des oxides, par le phosphore, a souvent lieu avec un grand dégagement de lumière; on peut faire ces décompositions dans un tube de verre, fermé par un bout, lorsque la température ne doit pas être très-élevée (*fig.* 78); dans le cas contraire, il faut employer l'appareil (*fig.* 79).

Le phosphore, mis sous l'eau en contact avec les oxides, n'agit, même avec l'aide de la chaleur, que sur les oxides très-faciles à réduire et sur les oxides alcalins; les premiers cèdent leur oxigène au phosphore qui passe à l'état d'acide phosphorique, et le métal réduit se combine ordinairement avec le phosphore; les seconds, par la décomposition de l'eau, se transforment en hypo-phosphites et en phosphates, et il se dégage de l'hydrogène phosphoré.

474. Le soufre décompose tous les oxides, excepté ceux du 1er ordre; à une température très-élevée, il forme des sulfures métalliques, et des sulfates avec les oxides alcalins; avec ceux des 5 ordres suivans, il se

forme de l'acide sulfureux et un sulfure métallique ; il ne se produit point de sulfate, parce qu'à une température très-élevée, tous, excepté ceux du 2e ordre, sont décomposés ; mais, quand la température est inférieure à celle de la chaleur rouge, il paraît qu'avec les oxides très-difficiles à réduire, comme ceux du 2e ordre, il se forme des oxides sulfurés. Ces expériences peuvent se faire dans un tube de verre, fermé par une de ses extrémités, et dans une cloche courbe, ou en mettant l'oxide dans un tube de porcelaine à travers lequel on fait passer le soufre en vapeurs, lorsqu'il est incandescent. La décomposition des oxides, par le soufre, a toujours lieu avec un grand dégagement de chaleur et de lumière. Le soufre, mis en contact avec l'eau et les oxides métalliques, n'agit que sur ceux du 2e ordre ; l'eau est décomposée, et il en résulte un hypo-sulfite et un hydro-sulfate sulfuré ; l'action a lieu à froid, mais par la chaleur elle devient très-active (1).

475. L'iode sec, à une température élevée, se combine avec la chaux, la barite et la strontiane ; il réduit les oxides de potassium, de sodium, de bismuth, de plomb, d'étain et de cuivre, il se forme des iodures métalliques avec tous, mais avec les quatre premiers, l'oxigène se dégage, et, avec les deux derniers, il se combine avec une partie du protoxide qui passe alors à l'état de deutoxide. L'iode sec n'agit sur aucun autre oxide.

L'iode, mis en contact avec les oxides alcalins et avec l'eau, par la décomposition de cette dernière, donne naissance à des iodates et

(1) C'est par les expériences suivantes que M. Vauquelin est parvenu à constater ces faits. Lorsqu'on fait calciner au rouge un mélange de parties égales de sous-carbonate de soude sec et de soufre, on obtient une matière qui, dissoute dans l'eau, contient du sulfate et de l'hydro-sulfate, mais point d'hypo-sulfite ; d'où il suit que la matière sèche était formée de sulfate et de sulfure-métallique ; car, si elle avait été formée de sulfate et d'oxide sulfuré, l'hydro-sulfate ne pouvant provenir que de la décomposition de l'eau, il se serait formé en même temps un hypo-sulfite par l'oxigène de l'eau décomposée : or, comme il ne s'en forme point, il faut nécessairement que le soufre ait été combiné avec le métal qui s'est emparé de l'oxigène de l'eau décomposée, pour passer à l'état d'oxide. Lorsque l'on fait calciner, à une température inférieure à celle de la chaleur rouge, un mélange de soufre et d'hydrate alcalin, on n'obtient point de sulfate, mais seulement un hydro-sulfate et un hypo-sulfite.

à des hydriodates ; aucun autre oxide ne jouit de cette propriété : les oxides de mercure et du dernier ordre cèdent à l'iode humide une partie de leur oxigène et donnent naissance à des iodates et à des iodures. Tous les autres oxides sont sans action sur l'iode par l'intermède de l'eau.

476. Le sélénium se combine avec la plupart des oxides métalliques, principalement avec ceux qui sont au premier degré d'oxigénation : on peut facilement obtenir directement tous les séléniures d'oxides des deux premiers ordres ; quant aux autres, comme ils sont insolubles, on peut les obtenir par la voie des doubles décompositions, en versant dans une dissolution saline une dissolution de séléniure de potasse.

477. On ne connaît point l'action du bore sur les oxides métalliques : il est probable, cependant, que ce corps en décomposerait un grand nombre ; car il a une grande affinité pour l'oxigène, et il forme un acide fixe, indécomposable par la chaleur.

478. *Action des Oxides non Métalliques.* L'eau peut agir sur les oxides métalliques de quatre manières différentes ; elle les dissout ; se combine avec eux de manière à former des composés solides, connus sous le nom d'Hydrates ; elle les décompose, ou, enfin, est décomposée par eux.

Les oxides solubles dans l'eau sont au nombre de huit, savoir : la Potasse, la Soude, la Barite, la Strontiane, la Chaux, l'Oxide de Lithium, le Deutoxide d'Arsenic et l'Oxide d'Osmium.

La plupart des oxides métalliques se combinent avec l'eau : les hydrates abandonnent facilement l'eau qu'ils renferment ; mais il en est trois dont l'eau ne peut être dégagée par la seule action de la chaleur, ce sont les hydrates de potasse, de soude et de barite ; l'oxide de lithium est probablement aussi dans ce cas. D'après Berzélius, les hydrates ont une composition constante, et la quantité d'oxigène de l'eau est égale à celle de l'oxide ; mais l'expérience n'a pas encore suffisamment constaté cette loi. On trouve plusieurs hydrates dans la nature ; les principaux sont l'hydrate de silice et d'oxide de fer (ocre), et l'hydrate de silice et d'oxide de zinc (calamine).

On ne connaît que trois oxides qui décomposent l'eau : les pro-

toxides de manganèse, de fer et d'étain ; ces décompositions n'ont lieu qu'à la chaleur rouge.

Il y a cinq oxides qui peuvent être décomposés par l'eau, ce sont les deutoxides de potassium, de sodium, de barium, de strontium et de calcium ; chacun d'eux est ramené à l'état de protoxide qui se combine avec l'eau, et l'oxigène se dégage; la décomposition des deux premiers a lieu à la température ordinaire, celle des autres n'a lieu qu'à l'aide de la chaleur.

479. Les oxides de chlore étant très-facilement décomposables par la chaleur, ils agissent comme si le chlore et l'oxigène étaient séparés.

480. Le deutoxide d'azote, à une température élevée, absorbe l'oxigène de tous les oxides métalliques qui sont très-faciles à réduire, du moins il fait passer les deutoxides de potassium et de sodium à l'état d'hypo-nitrite de protoxide, et donne naissance, en même temps, à une certaine quantité d'acide nitreux ; il est probable qu'il agirait de la même manière sur les autres deutoxides du 2e ordre et sur tous les peroxides facilement réductibles, dont les protoxides peuvent se combiner avec l'acide hypo-nitreux, et que les oxides du dernier ordre passeraient à l'état métallique, tandis que le deutoxide d'azote se transformerait en acide nitreux. Quant aux oxides qui peuvent décomposer le deutoxide d'azote, on ne sait rien de positif; mais il est probable que tous les protoxides qui ont une grande affinité pour l'oxigène, seraient dans ce cas. Lorsque le deutoxide d'azote est mis en contact avec l'eau et avec la potasse, il en résulte, à la température ordinaire et dans l'espace de deux mois, du protoxide d'azote et de l'hypo-nitrite de potasse ; on ne sait pas de quelle manière se comporteraient les autres oxides dans les mêmes circonstances.

481. Le protoxide d'azote est sans action sur les oxides métalliques, à la température ordinaire ; mais, à une température élevée, un grand nombre le décomposent ; on n'en connaît aucun qui soit décomposé par lui. Les oxides qui décomposent le protoxide d'azote sont principalement

les protoxides de manganèse et de fer; probablement les protoxides des 3e, 4e et 5e ordres jouissent de la même propriété. On connaît deux oxides qui peuvent se combiner avec le protoxide d'azote, ce sont les protoxides de potassium et de sodium; ces combinaisons ne peuvent jamais s'obtenir directement : il faut mettre en contact avec le protoxide d'azote, un mélange de ces oxides et des sulfites correspondans; au bout de quelques jours, on obtient du sulfate, et une combinaison de potasse et de protoxide d'azote; ce dernier corps est solide, beaucoup plus soluble que le sulfate, dont il peut être séparé par la cristallisation; il est caustique, et se décompose par la chaleur et par le contact de tous les acides.

482. On ne connaît point par expérience l'action des oxides de phosphore sur les oxides métalliques; mais il est très-probable qu'ils décomposent tous les oxides métalliques réductibles par le phosphore; car, dans ces réductions, le phosphore passe toujours, du moins en partie, à l'état d'acide phosphorique.

483. On ne connaît point l'action de l'oxide de sélénium sur les oxides métalliques.

484. L'oxide de carbone décompose tous les oxides métalliques, qui, étant réductibles par le charbon, donnent naissance à de l'acide carbonique. La raison en est évidente.

485. *Action des Corps composés combustibles non acides.* A la température ordinaire, l'ammoniaque se combine avec un grand nombre d'oxides métalliques, et n'en décompose aucun; à la chaleur rouge, il ne se combine avec aucun, et en décompose plusieurs.

Les oxides très-solubles dans l'ammoniaque, sont les oxides de zinc, de cadmium, le deutoxide d'arsenic, les protoxide et deutoxide de cuivre, et l'oxide d'argent. Les oxides d'antimoine, de tellure, de nickel et de cobalt sont encore très-solubles, mais moins que les précédens; ceux de nickel et de cobalt ne s'y dissolvent qu'à l'état d'hydrate. Enfin, le protoxide de fer, le deutoxide d'étain, le deutoxide de mercure et les deutoxides d'or et de plomb se dissolvent aussi, mais en petite quantité. La plupart de ces ammoniures se décomposent par la chaleur, l'ammo-

niaque se dégage et l'oxide se précipite ; mais il en est 7 que l'on peut obtenir à l'état solide, ce sont les ammoniures d'arsenic, de cuivre, d'antimoine, de mercure, d'or, de platine et d'argent ; les 4 derniers jouissent de la propriété remarquable de détoner par la chaleur, et quelques-uns par le choc, ou par le frottement. Le gaz ammoniac décompose à la chaleur rouge tous les oxides réductibles par le gaz hydrogène ; il se forme de l'eau, l'azote se dégage, et lorsque l'oxide est facile à réduire, il se forme de l'acide nitreux.

486. Quant aux autres composés combustibles, il n'en est aucun qui se combine avec les oxides métalliques, excepté le carbure de soufre, encore ce dernier ne se combine qu'avec les alcalis ; la plupart des autres doivent décomposer un grand nombre d'oxides à une température élevée, tels sont ceux qui renferment de l'hydrogène, du phosphore ou du soufre ; mais on ne connaît point leur action d'une manière positive.

487. *Action des Acides.* Les acides agissent sur les oxides métalliques de plusieurs manières différentes ; les acides se combinent souvent avec les oxides métalliques, et forment une classe nombreuse de corps que nous avons désignés sous le nom de Sels ; il en est qui décomposent en partie certains oxides, et se combinent avec les oxides en partie désoxigénés ; il en est qui les réduisent complétement ; d'autrefois, ils sont décomposés eux-mêmes ; enfin, il en est qui n'exercent aucune action sur les oxides. Nous allons examiner sommairement ces différens cas.

488. Les oxides qui étant mis en contact avec certains acides, laissent dégager de l'oxigène, et se combinent ensuite avec ces acides, sont :

1° Le Deutoxide de Barium.
2° Le Deutoxide de Strontium.
3° Le Deutoxide de Calcium.
4° Le Deutoxide de Potassium.
5° Le Deutoxide de Sodium.
6° Le Tritoxide de Cuivre.
7° Le Deutoxide de Zinc.
8° Le Deutoxide de Nickel.
9° Le Deutoxide de Manganèse.
10° Le Tritoxide de Manganèse.
11° Le Peroxide de Manganèse.
12° Le Tritoxide d'Antimoine.
13° Le Peroxide de Cobalt.
14° Le Deutoxide de Plomb.
15° Le Tritoxide de Plomb.

L'Acide	Carbonique	décompose le 1er	à la chaleur rouge.
—	Borique	tous	idem.
—	Phosphorique	tous	idem.
—	Molybdique	tous	idem.
—	Chromique	tous	idem.
—	Arsenique	tous	idem.
—	Sulfurique	tous	au-dessous de 100.
—	Nitrique	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 13, 14	idem.
—	Fluorique	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11	idem.
—	Chlorique / Iodique	1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8	idem.

489. Les oxides qui peuvent céder une partie de leur oxigène aux acides, et qui s'unissent ensuite avec eux, sont les mêmes que les précédens. Mais les acides ne peuvent être que ceux susceptibles d'absorber une nouvelle quantité d'oxigène, ce sont :

Les Acides	Phosphoreux.	Les Acides	Nitreux.
—	Phosphatique.	—	Hydro-Chlorique.
—	Hypo-Phosphoreux.	—	Hydro-Sulfurique.
—	Sulfureux.	—	Hydriodique.
—	Hypo-Sulfurique.	—	Hydro-Sélénique.

Les six premiers passent à un plus haut degré d'oxigénation, les autres se décomposent en partie.

490. Les oxides qui peuvent être complétement réduits par les acides, sont évidemment les oxides très-faciles à réduire et qui ont peu d'affinité pour les acides, par conséquent, ceux des deux derniers ordres ; et les acides qui peuvent produire ces décompositions, sont les acides oxigénés susceptibles d'absorber une nouvelle quantité d'oxigène, et les acides hydrogénés. On sait par expérience que les oxides de mercure sont décomposés par tous les acides à bases de phosphore, excepté l'acide phosphorique. L'acide hydro-sulfurique réduit l'oxide de cadmium, et les oxides des 4e, 5e, 6e et 7e ordres, excepté ceux d'antimoine ; ces réductions ont lieu à la température ordinaire ; il se forme de l'eau et un

sulfure. L'acide hydro-sélénique agit de la même manière, et à peu près sur les mêmes oxides; les produits sont de l'eau et un séléniure. L'acide hydro-chlorique agit comme les précédens; les produits sont de l'eau et un chlorure; mais comme cet acide a une très-grande affinité pour les oxides, il en décompose beaucoup moins; à la température ordinaire, l'acide hydro-chlorique ne réduit que le deutoxide de mercure et l'oxide d'argent.

491. Les oxides qui peuvent être sur-oxigénés par les acides, sont:

1° Le Protoxide de Manganèse.
2° Le Deutoxide de Manganèse.
3° Le Protoxide de Fer.
4° Le Deutoxide de Fer.
5° Le Protoxide d'Étain.
6° Le Protoxide d'Arsenic.
7° Le Deutoxide d'Arsenic.
8° L'Oxide de Molybdène.
9° L'Oxide de Tungstène.
10° Le Protoxide de Chrome Hydraté.
11° Le Protoxide d'Antimoine.
12° Le Protoxide d'Urane.
13° Le Protoxide de Cérium.
14° Le Protoxide de Cobalt.
15° Le Protoxide de Cuivre.
16° Le Protoxide de Mercure.
17° Le Protoxide d'Or.
18° Le Protoxide de Platine.

Les acides qui peuvent produire ces oxigénations, sont:

1° L'Acide Nitrique..........	Sur tous, excepté les n°s 14, 17 et 18, à la température ord^{re} ou à 100 deg.
2° L'Acide Nitreux..........	
3° L'Acide Chlorique........	
4° L'Acide Chlorique Oxigéné.	
5° L'Acide Iodique..........	
6° L'Acide Sulfurique.	Sur les n°s 3 et 16 à 100° environ, il se forme un deuto-sulfate et de l'acide sulfureux.

492. Nous ne donnerons le tableau des acides et des oxides qui se combinent et de ceux qui sont sans action, que quand nous parlerons des sels.

493. *Action des Métaux.* Les métaux agissent sur les oxides de différentes manières; tantôt ils s'emparent de tout l'oxigène qu'ils renferment; tantôt ils n'en absorbent qu'une portion, s'oxident, et se combinent avec eux; enfin, il est des métaux et des oxides qui sont sans action.

Métaux du 2e Ordre. Les métaux du 2e ordre sont sans action sur

les oxides du 1er; ils font passer à l'état de protoxide les deutoxides du 2e, et réduisent complétement tous les autres.

Métaux du 3e Ordre. Ces métaux sont sans action sur les oxides du 1er ordre ; ils font passer à l'état de protoxide tous les deutoxides du 2e ordre ; ils réduisent un grand nombre des oxides des 4e, 5e ordres, et tous ceux des deux derniers.

Métaux des 4e et 5e Ordres. Ces métaux n'exercent aucune action sur les oxides du 1er ordre ; ils ramènent à l'état de protoxide tous les oxides des ordres suivans, et ils réduisent complétement les oxides des 6e et 7e ordres.

Métaux du 6e Ordre. Ces métaux n'agissent sur aucun des oxides appartenant aux ordres précédens ; mais ils réduisent ceux du dernier ordre.

Métaux du 7e Ordre. Ces métaux n'exercent aucune action sur les oxides des autres ordres ; mais il serait possible que quelques-uns décomposassent certains oxides de ce même ordre.

494. *Action des Composés combustibles Métalliques.* On ne sait rien de bien général sur l'action de ces corps sur les oxides métalliques : seulement, comme il y a rarement combinaison, il sera souvent possible de prévoir le résultat de ces actions d'après la connaissance de l'action réciproque des élémens qui constituent ces corps.

495. *Action réciproque des Oxides Métalliques.* Les oxides métalliques qui exercent une action réciproque, se combinent souvent, ou sans avoir éprouvé d'abord aucune altération, ou après avoir laissé dégager ou absorbé une certaine quantité d'oxigène ; les oxides étant tous solides, leur action ne peut se manifester qu'autant qu'ils sont en dissolution ou soumis à une température très-élevée. Comme les combinaisons des oxides sont très-nombreuses, et que nous ne pouvons rien énoncer de général, nous ne parlerons de ces combinaisons qu'à l'occasion de chaque oxide en particulier.

496. *État Naturel.* On trouve dans la nature un grand nombre d'oxides combinés entre eux, et avec des acides, mais il n'en existe qu'un petit nombre purs et isolés, ce sont principalement l'alumine, le peroxide de manganèse, le deutoxide d'étain, les deutoxide et tritoxide de fer,

le deutoxide d'arsenic, les oxides de chrôme, d'urane, de titane et le protoxide de cuivre.

497. *Préparation.* Les oxides se préparent par un ou plusieurs des 7 procédés que nous allons décrire :

498. 1° En maintenant le métal en fusion ou à une température suffisamment élevée en contact avec l'air, et agitant pour renouveler la surface ; on peut préparer ainsi tous les oxides des 2e, 3e, 4e, 5e et 6e ordres. Si le métal ou l'oxide était volatil, il faudrait opérer dans une cornue ou dans une cloche courbe pleine d'air.

499. 2° En introduisant le métal ou l'oxide que l'on veut suroxigéner dans un tube de verre ou de porcelaine incandescent, à travers lequel on fait passer un courant d'oxigène ; c'est ainsi qu'on obtient tous les oxides, excepté ceux du 1er et du 7e ordre, ainsi que plusieurs deutoxides du 2e ordre.

500. 3° En versant dans une dissolution saline qui renferme l'oxide que l'on veut extraire, une dissolution d'ammoniaque, de soude ou de potasse, pures, ou combinées avec l'acide carbonique ; l'alcali se substitue à la place de l'oxide qui se précipite ; on verse un excès d'alcali, on recueille l'oxide sur un filtre, et on lave à grande eau. On ne peut pas toujours employer indistinctement l'une quelconque de ces trois dissolutions, car il y a des oxides qui sont solubles dans un ou plusieurs : par ce procédé, on peut obtenir un grand nombre d'oxides du 1er et des 5 derniers ordres ; mais ceux du 2e ne peuvent pas être préparés ainsi, parce qu'ils sont tous plus ou moins solubles, et qu'ils ne peuvent pas toujours être séparés des acides par les oxides de la même section, ni par l'ammoniaque.

501. 4° En calcinant un carbonate ; l'acide se dégage, et l'oxide reste libre ; on peut obtenir, par ce procédé, les oxides de tous les carbonates, excepté ceux de potassium, de sodium et de barium qui sont indécomposables par la chaleur, et de quelques autres qui, tel que celui de protoxide de fer, décomposent l'acide carbonique et passent à un plus haut degré d'oxigénation.

502. 5° En calcinant un nitrate ; l'acide nitrique se décompose en

oxigène, oxide d'azote, ou acide nitreux qui se dégage, et l'oxide reste libre; ces décompositions se font dans des vases de grès, de porcelaine ou de platine : le feu doit être continué jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. On peut obtenir ainsi tous les oxides des nitrates, mais ce procédé n'est employé que pour la préparation de la strontiane, de la barite et du deutoxide de mercure.

503. 6° En traitant les métaux par l'acide nitrique; un grand nombre de métaux décomposent cet acide, ils s'emparent d'une partie de son oxigène, passent à l'état d'oxide et dégagent l'azote, ou du deutoxide d'azote; parmi ces métaux, il en est dont les oxides ne se dissolvent point dans cet acide, et qui se précipitent à mesure qu'ils se forment; il suffit alors, pour les obtenir parfaitement purs, de faire évaporer la dissolution jusqu'à siccité; quant à ceux qui se dissolvent, ils forment des nitrates que l'on peut obtenir par l'évaporation de la liqueur, et d'où on peut extraire les oxides par la calcination.

504. 7° Enfin, le dernier procédé, qui n'est jamais employé que pour suroxigéner certains oxides, consiste à mettre ces oxides en contact avec du deutoxide d'hydrogène étendu d'eau. C'est par ce moyen qu'on prépare le deutoxide de calcium, de strontium, de zinc, de nickel et le tritoxide de cuivre.

505. *Composition.* Un même métal ne peut donner naissance qu'à un nombre déterminé d'oxides, qui ne s'élève jamais au-dessus de 4. Ces oxides sont composés d'une manière constante. Le deutoxide contient toujours une fois et demie ou deux fois autant d'oxigène que le protoxide.

506. *Usages.* Les oxides dont on fait usage, sont les suivans :

L'Alumine.	Le Deutoxide d'Étain.
La Magnésie.	Le Deutoxide d'Arsenic.
La Chaux.	L'Oxide de Chrôme.
La Soude.	Les Oxides d'Antimoine.
La Potasse.	Le Protoxide de Plomb.
Le Peroxide de Manganèse.	Le Deutoxide de Plomb.
L'Oxide de Zinc.	L'Oxide de Cobalt.
Le Deutoxide de Fer.	Le Deutoxide de Mercure.
Le Tritoxide de Fer.	L'Oxide d'Or.

§ II.

Oxides du Ier Ordre.

507. Les oxides du 1er ordre, connus autrefois sous le nom de terres ou de bases salifiables terreuses, ne sont rangés au nombre des oxides que par analogie, car jusqu'ici on ne les a point encore décomposés; leur caractère générique est d'être insolubles dans l'eau, infusibles, et de se combiner avec un grand nombre d'acides; ces oxides sont au nombre de 6 :

La Zircone.	La Thorine.
L'Alumine.	La Glucine.
L'Yttria.	La Magnésie.

Nous allons les examiner successivement.

A. *Zircone.*

508. La zircone est blanche, sans odeur, sans saveur. Sa densité est de 4,3; elle est inaltérable par les fluides impondérables, par l'air, et tous les corps simples ou composés non acides; mais elle se combine facilement avec les acides. Lorsqu'elle est à l'état d'hydrate et qu'on la fait chauffer dans une capsule de verre, à la flamme d'une lampe à alcool, elle noircit et devient incandescente. Cette substance n'existe que dans le *zircon*; elle y est combinée avec la silice et l'oxide de fer; on l'obtient par le procédé suivant : on fait calciner pendant une heure à la chaleur rouge, dans un creuset d'argent, une partie de zircon porphyrisé et deux parties d'hydrate de potasse (potasse à l'alcool); on délaye ensuite la matière dans de l'eau distillée, et on filtre; le résidu insoluble est composé de zircone unie à une petite quantité de potasse et d'oxide de fer; on fait dissoudre ce précipité dans l'acide hydro-chlorique et on fait évaporer à siccité; en traitant par l'eau distillée la matière desséchée, les hydro-chlorates de fer et de zircone se dissolvent; on précipite ces deux oxides par l'ammoniaque, et on fait bouillir le précipité avec une dissolution d'acide oxalique; le fer se dissout, et la zircone forme un oxalate insoluble, on le recueille sur un filtre, et on le décompose par la chaleur; le résultat de cette décomposition est de la zircone parfaitement pure, mais dans cet état elle est presque inattaquable par les

acides ; pour la rendre facilement salifiable, il faut la traiter de nouveau par la potasse, séparer l'alcali par l'eau, la dissoudre dans l'acide hydro-chlorique, et la précipiter par l'ammoniaque.

La zircone et sans usage ; elle a été découverte par Klaproth en 1780. La zircone paraît formée de 100 parties d'oxigène et de 462 de métal ; et sa molécule, d'une d'oxigène et d'une de métal ; son poids est de 5,62.

B. *Alumine.*

509. *Propriétés Physiques.* L'alumine est une substance blanche, douce au toucher ; sa densité est 2 ; elle est infusible et inaltérable par les fluides impondérables.

510. *État Naturel.* L'alumine pure existe dans la nature, mais elle y est très-rare ; c'est elle qui constitue le *corindon*, l'*émeri* ; mais dans ces substances elle est combinée avec plusieurs oxides métalliques qui les colorent. L'alumine a aussi été trouvée en petites masses blanches, mamelonnées, éparses, à Hall en Saxe, à Magdebourg, en Silésie, en Angleterre, et dans les environs de Vérone ; mais il paraît que ce sont des produits artificiels. L'alumine se trouve souvent mêlée avec la silice ; c'est ce mélange qui forme la base de toutes les argiles ; les argiles renferment en outre du carbonate de chaux et de l'oxide de fer. L'alumine existe souvent en combinaisons avec plusieurs acides, principalement avec les acides silicique, sulfurique et fluorique ; combinée avec la silice, l'alumine se trouve dans l'*euclase*, l'*émeraude*, le *disthène*, la *cimophane* et un grand nombre d'autres pierres ; combinée avec l'acide sulfurique, l'alumine se trouve tantôt en efflorescence, tantôt en masses compactes qu'on désigne sous le nom d'*Aluminite* ou de *Mine d'Alun* ; ces sulfates se rencontrent principalement dans les terrains volcaniques ; enfin, on trouve l'alumine combinée avec l'acide fluorique dans la *topaze*.

511. *Préparation.* On extrait l'alumine pure de l'alun ; il y a deux espèces d'alun, l'une est un sulfate double d'alumine et de potasse, l'autre un sulfate double d'alumine et d'ammoniaque ; de toutes deux on peut obtenir l'alumine en les dissolvant dans l'eau, et versant dans ces dissolutions un excès d'ammoniaque liquide ; cet alcali se substitue à

l'alumine, et cette dernière étant insoluble, se précipite à l'état d'hydrate sous la forme d'une gelée translucide, que l'on peut recueillir, laver sur un filtre, et faire sécher à l'air libre ou dans une étuve ; de la dernière espèce d'alun, on peut extraire l'alumine en la faisant calciner au rouge dans un creuset ; l'ammoniaque, l'acide sulfurique se dégagent, et il reste de l'alumine pure.

512. *Propriétés Chimiques.* L'alumine est insoluble dans l'eau, mais elle happe ce liquide avec une grande facilité, et forme avec elle une pâte ductile et élastique ; elle ne se combine avec aucun corps simple, mais elle s'unit facilement avec tous les acides ; lorsque après avoir été mise en pâte avec l'eau, on la calcine, elle abandonne une certaine quantité de l'eau avec laquelle elle était combinée, et éprouve une diminution de volume d'autant plus considérable que la température a été plus élevée : c'est ce qu'on désigne sous le nom de *retrait de l'argile* (1). L'alumine calcinée acquiert une grande cohésion, elle étincelle sous le choc du briquet, et refuse de se combiner avec l'eau et de se dissoudre dans les acides ; il faut, pour détruire cette cohésion, la faire calciner avec de la potasse.

513. *Usages.* On emploie l'alumine dans la fabrication de l'alun ; dans la fabrication de la crème de tartre, pour absorber la matière colorante des tartres bruts ; pour fouler et dégraisser les draps ; pour fixer les matières colorantes sur les tissus ; à l'état d'argile, on l'emploie pour glaiser les bassins, afin de s'opposer à l'infiltration des eaux, et dans la fabrication de toutes les poteries, depuis la brique la plus commune jusqu'à la porcelaine.

514. *Composition, Histoire.* L'alumine n'ayant point encore été décomposée, on n'a pu déterminer la proportion des élémens qui la constituent que par analogie ; d'après la composition du sulfate d'alumine, on a trouvé que l'alumine devait être formée de 100 parties d'aluminium

(1) Cette diminution de volume que l'argile éprouve par l'action de la chaleur, paraît due à une partie de l'eau qui s'évapore ; cependant, au delà de 130° du pyromètre de Wedgwood, elle ne perd pas sensiblement de son poids ; de sorte que la diminution de volume doit être attribuée, du moins au delà de cette température, à un plus grand rapprochement entre les molécules

et de 87,7 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une molécule d'oxigène ; son poids est de 2,125. Margraff fut le premier chimiste qui, en 1754, distingua l'alumine comme un corps particulier ; on la désigna d'abord sous le nom d'Alumine pure.

C. *Yttria.*

515. L'yttria est une substance blanche, inaltérable par les fluides impondérables, insoluble dans l'eau ; elle ne se combine avec aucun corps non acide ; à la température ordinaire, elle absorbe l'acide carbonique de l'air qu'elle laisse dégager à une température élevée.

516. On ne l'a trouvée jusqu'ici que dans 3 minéraux de Suède : dans la *gadolinite*, l'*yttro-tantalite* et l'*yttro-cérite ;* dans le premier, l'yttria est combinée avec la silice, la chaux et les oxides de fer et de manganèse ; dans le second, avec les oxides de fer, de manganèse et de colombium ; enfin, dans le troisième, avec la chaux, l'oxide de cérium et l'acide fluorique.

517. On extrait l'yttria de la gadolinite par le procédé suivant : on traite cette substance pulvérisée par quatre fois son poids d'acide nitrique étendu d'eau : l'yttria, la chaux et les oxides de cérium, de manganèse et une portion de celui de fer se dissolvent, tandis que la silice reste, sous la forme de gelée, avec une portion de l'oxide de fer ; on sépare les nitrates solubles par le filtre, et on évapore la dissolution jusqu'à siccité pour enlever l'acide en excès ; on dissout dans l'eau, on filtre de nouveau, pour séparer l'oxide de fer provenant d'une partie du nitrate de ce métal qui s'est décomposé, et on verse un excès de sous-carbonate d'ammoniaque : il se forme du nitrate d'ammoniaque soluble, des sous-carbonates d'yttria et de cérium solubles dans l'excès de sous-carbonate d'ammoniaque, et des sous-carbonates insolubles de chaux, de fer et de manganèse ; on sépare ces derniers par le filtre, on fait bouillir ; le sous-carbonate d'ammoniaque en excès se volatilise, et ceux de cérium et d'yttria se précipitent ; on les recueille sur un filtre ; il ne reste plus alors qu'à séparer le cérium : pour y parvenir, le seul moyen qu'on connaisse, consiste à dissoudre ces oxides dans l'acide nitrique, à faire évaporer l'excès d'acide, à verser dans ces nitrates neutres environ 100 parties d'eau, et à mettre dans cette dissolution des cristaux de sulfate de potasse ; au bout de 12 à 24 heures, il se forme un sulfate double insoluble de potasse et de cérium ; on filtre, et on précipite de nouveau par l'ammoniaque ; le précipité filtré, desséché et calciné, est de l'yttria sensiblement pure.

L'yttria, d'après la composition de ses sels, paraît formée de 24,844 d'oxigène et de 100 d'yttrium. Sa molécule est formée d'une de métal et d'une d'oxigène ; son poids rst de 5. L'yttria a été découverte par Gadolin en 1794.

D. *Thòrine.*

518. La thorine est une substance blanche, insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable par les fluides impondérables.

519. La thorine ne s'est encore rencontrée que dans un très-petit nombre de minéraux, dans quelques *gadolinites* et dans le fluate neutre de cérium et d'yttria.

520. La thorine s'extrait de la gadolinite de Finbo, par le procédé suivant : cette substance est composée de silice, d'yttria, d'oxide de cérium et de fer ; on réduit cette pierre en poudre très-fine, et on la traite par de l'acide nitro-muriatique bouillant ; on filtre et on sature l'excès d'acide par l'ammoniaque ; on précipite le fer par une dissolution de succinate acidulé d'ammoniaque, et le cérium par le sulfate de potasse ; il ne reste plus alors dans la dissolution que de la thorine et de l'yttria : pour séparer ces deux oxides, on commence par les précipiter par un excès d'ammoniaque, et on les dissout dans l'acide nitrique ; on fait évaporer jusqu'à siccité, et on traite les deux nitrates par l'eau bouillante. Le nitrate d'yttria se dissout, et celui de thorine est en grande partie décomposé ; son acide se dissout, et la thorine reste sous la forme d'une gelée translucide : en saturant l'excès d'acide de la liqueur, et faisant bouillir de nouveau, on peut obtenir une nouvelle quantité de thorine. Lorsqu'elle est précipitée, il ne reste plus pour l'obtenir parfaitement pure qu'à la recueillir sur un filtre, la laver, la sécher et la calciner.

521. La thorine absorbe facilement l'acide carbonique de l'air atmosphérique, mais elle le laisse dégager à la chaleur rouge ; elle se dissout facilement dans les acides faibles, mais lorsqu'elle a été fortement calcinée, elle ne se dissout que dans les acides concentrés et bouillans ; les nitrates et hydro-chlorates neutres de thorine sont décomposables par l'eau bouillante.

522. La thorine a été découverte par Berzélius ; elle est absolument sans usage.

E. *Glucine.*

523. La glucine est une substance blanche, sans saveur. Sa densité est de 2,967. Elle est inaltérable par les fluides impondérables.

524. La glucine n'existe dans la nature que dans trois pierres gemmes : l'*éméraude*, l'*aigue-marine* et l'*euclase*.

525. C'est de l'Aigue-Marine, des environs de Limoges, qu'on extrait ordinairement la glucine ; cette pierre, qui est très-commune, est composée de silice, de glucine, d'alumine, de chaux et d'oxide de fer ; on commence par la réduire en poudre ; on la mêle avec 4 fois son poids de potasse, et on la fait chauffer au rouge dans un creuset

d'argent pendant une heure ; on traite la matière par l'eau bouillante ; on enlève par ce moyen la silice et l'alumine ; on fait alors chauffer le résidu avec de l'acide hydro-chlorique, qui dissout la glucine, la chaux et l'oxide de fer ; on verse dans la dissolution un excès de sous-carbonate d'ammoniaque, il se forme des sous-carbonates de glucine, de chaux et de fer ; les deux derniers, étant insolubles, se précipitent, tandis que celui de glucine étant soluble dans un excès de sous-carbonate d'ammoniaque, reste en dissolution ; on filtre et on fait bouillir la liqueur, et le sous-carbonate de glucine se dépose ; on le recueille sur un filtre et on le décompose par la chaleur.

526. La glucine est insoluble ; elle absorbe facilement l'acide carbonique de l'air ; elle ne se combine avec aucun corps simple ; les sels solubles qu'elle forme sont doux et sucrés ; c'est de cette propriété qu'elle tire son nom. Cette substance paraît formée de 100 parties d'oxigène et de 225 de métal, et sa molécule d'une d'oxigène et d'une de glucinium : son poids est de 3,25.

527. La glucine a été découverte par M. Vauquelin en 1798. Elle est sans usages.

F. *Magnésie.*

528. La magnésie est une substance blanche, douce au toucher. Sa densité est de 2,3. Elle est infusible, et n'éprouve aucune altération par les fluides impondérables.

529. La magnésie n'existe jamais pure dans la nature, on ne la trouve qu'à l'état de combinaison avec les acides carbonique, nitrique, hydro-chlorique, sulfurique et silicique ; combinée avec ce dernier acide, elle existe dans un grand nombre de pierres, dans le *rubis*, le *pyroxène*, l'*amphibole*, les *basaltes*, l'*asbeste*, les *serpentines*, les *steatites*, le *talc*, le *mica*, etc.

530. On extrait la magnésie pure du sulfate de magnésie (sel d'Epsum) ; pour cela on le dissout dans l'eau, et on y verse une dissolution de sous-carbonate, de soude ou de potasse ; il se forme un sulfate alcalin qui reste en dissolution, et un sous-carbonate de magnésie insoluble qui se précipite ; on le recueille sur un filtre, et après l'avoir lavé et séché, on le calcine fortement dans un creuset de terre, l'acide carbonique se dégage, et la magnésie reste pure ; la calcination doit être prolongée jusqu'à ce que la matière cesse de faire effervescence avec les acides.

531. La magnésie n'éprouve aucune altération dans l'air à aucune température ; elle ne se combine avec aucun corps simple ; le chlore et l'iode paraissent la décomposer à la chaleur rouge ; il se forme un chlorure ou un iodure de magnesium ; la magnésie, quoique insoluble dans l'eau, forme un hydrate sec, qui paraît composé de 100 parties de magnésie et de 45 d'eau. D'après la composition du sulfate de magnésie, il paraît que cet oxide est formé de 150 parties de magnésium et de 100 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une de métal et d'une d'oxigène ; son poids est de 2,50. La magnésie a été reconnue comme substance particulière par Black en 1755. On l'emploie en médecine.

§ III.

Oxides du IIe Ordre. (Oxides alcalins.)

532. Les oxides du 2e ordre sont tous solubles dans l'eau, caustiques ; tous verdissent le sirop de violette, ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides, et rougissent la teinture jaune de curcuma. Ces oxides sont au nombre de onze, savoir :

Le Protoxide de Calcium (Chaux).
Le Deutoxide de Calcium.
Le Protoxide de Strontium (Strontiane).
Le Deutoxide de Strontium.
Le Protoxide de Barium (Barite).
Le Deutoxide de Barium.
L'Oxide de Lithium (Lithine).
Le Protoxide de Potassium (Potasse).
Le Deutoxide de Potassium.
Le Protoxide de Sodium (Soude).
Le Deutoxide de Sodium.

A. *Protoxide de Calcium (Chaux.)*

533. *Propriétés Physiques.* La chaux est une substance blanche, caustique, infusible, inaltérable par la chaleur ; réductible par la pile, surtout au moyen du mercure.

534. *État Naturel.* La chaux n'existe jamais libre dans la nature, on ne la rencontre que combinée avec différens acides ; avec l'acide carbonique, elle forme des masses qui recouvrent une grande partie de la surface du globe : c'est à cette combinaison qu'appartiennent les pierres à bâtir, les craies, les marbres, les stalactites qui se forment dans les grottes souterraines, etc. ; avec l'acide sulfurique, elle constitue les plâtres ; avec l'acide fluorique, le *spath fluor* ; enfin, avec l'acide phosphorique, elle existe en masses considérables, et forme une grande partie de la matière solide des os des animaux.

535. *Préparation.* C'est par la calcination du carbonate de chaux qu'on extrait toujours cet oxide ; les meilleures pierres à chaux sont les marbres blancs et tous les carbonates calcaires purs ; mais comme ils sont rares, on les remplace par le calcaire ordinaire compact ; on

a observé que le plus dense est celui qui donne la meilleure chaux. La forme des fours à chaux ainsi que la disposition du calcaire et du combustible sont extrêmement variables. Nous allons décrire les appareils qui, jusqu'ici, ont été trouvés les plus économiques.

Les fours à chaux dans lesquels on emploie les bois ont ordinairement la forme d'un ellipsoïde (*fig.* 80). On dispose les morceaux les plus gros, de manière à former une voûte autour du foyer; sur cette voûte on place d'autres fragmens de pierres à chaux, en ayant soin de laisser du jour entre eux, et de mettre les plus gros vers le centre du fourneau où la chaleur est la plus intense; on introduit le combustible par l'ouverture A, le courant d'air s'établit par l'ouverture B du cendrier, et force la flamme à passer à travers les interstices des pierres; lorsque la masse est échauffée au rouge-blanc, on laisse tomber le feu, et après que le fourneau est refroidi, on enlève la chaux. Les fours à chaux dans lesquels on emploie la houille ont la forme d'un cône (*fig.* 81); à la partie inférieure se trouve une grille MN mobile, et immédiatement au-dessous se trouve le cendrier B; on place d'abord un lit de houille et au-dessus un lit de pierre à chaux, et ainsi de suite jusqu'au sommet; on allume le lit inférieur : la combustion se communique à plusieurs de ceux qui sont au-dessus; lorsqu'on reconnaît que les couches de pierres inférieures sont suffisamment calcinées, on retire la grille pour les faire tomber, ou bien, avec une barre de fer, on les fait passer à travers les barreaux de la grille; on recharge ensuite le fourneau, par le sommet, de couches successives de combustible et de pierre à chaux. Ce mode d'opération est beaucoup plus avantageux que le premier, parce que la calcination est continue, et que le fourneau ne se refroidit pas; aussi, il y a une très-grande économie de combustible. M. de Rumford a fait exécuter un four à chaux, qui est encore plus avantageux, et dans lequel on peut employer du bois comme combustible; il est composé d'un cylindre destiné à renfermer la pierre à chaux et d'un foyer latéral : la flamme renversée entre dans le cylindre qu'elle traverse dans sa hauteur; l'opération est continue comme dans le fourneau (*fig.* 81); de plus, les conditions

sont bien plus avantageuses pour brûler le combustible. Il paraît que la présence de l'eau est indispensable à la calcination de la pierre à chaux ; du moins, les chaufourniers remarquent que la pierre à chaux humide se calcine plus facilement que quand elle est trop desséchée ; aussi ils ont soin d'humecter celle qui est extraite de la carrière depuis long-temps. Lorsque la pierre à chaux contient de la silice, il faut avoir le plus grand soin de ne pas trop élever la température, parce que la silice se combinerait avec la chaux, et formerait une substance vitreuse : la chaux qui a éprouvé cet accident porte le nom de Chaux frittée. On emploie aussi quelquefois les coquilles d'huîtres pour extraire la chaux ; ces coquilles sont composées d'une grande quantité de carbonate de chaux et de matière animale, et d'une très-petite fraction de phosphate de chaux et de sel marin.

536. *Propriétés Chimiques.* La chaux jouit à un haut degré des propriétés alcalines, elle est très-caustique.

La chaux exposée à l'air, en attire l'humidité et l'acide carbonique ; elle se gonfle, se réduit en poudre, elle est alors à l'état d'hydrate ; si son contact avec l'air est suffisamment prolongé, elle passe en totalité à l'état de carbonate, même au rouge-brun. Lorsqu'on verse de l'eau sur de la chaux, elle est absorbée presque instantanément, une partie est solidifiée, et la chaleur, dégagée dans ce changement d'état, et qui s'élève souvent à 300°, réduit une autre partie de l'eau en vapeurs ; ces vapeurs qui naissent dans l'intérieur des masses de chaux, les brisent dans tous les sens, les réduisent en poudre en peu d'instans, et se dégagent dans l'air en entraînant avec elles une certaine quantité de chaux. La chaux saturée d'eau porte le nom de Chaux Éteinte ; c'est un hydrate qui renferme à peu près le quart de son poids d'eau.

D'après M. Dalton,

Une partie d'eau à 15°,6 dissout $\frac{1}{778}$ de chaux vive, et $\frac{1}{584}$ de chaux éteinte.
— à 54°,4 — $\frac{1}{972}$ — $\frac{1}{729}$ —
— à 100° — $\frac{1}{1270}$ — $\frac{1}{952}$ —

Ces résultats, qui ont été confirmés par M. Philips, démontrent que

la faculté dissolvante de l'eau diminue à mesure que la température augmente, et que la quantité de chaux dissoute par l'eau à la température de la glace fondante, est à peu près deux fois plus grande que celle qu'elle dissout à 100°. L'eau saturée de chaux à froid, cristallise par la chaleur en prismes hexaèdres réguliers; on peut obtenir des cristaux réguliers en faisant évaporer lentement la dissolution de chaux dans le vide.

537. La chaux ne se combine qu'avec trois corps simples, le chlore, le phosphore et le soufre.

538. Le chlore refuse de se combiner avec la chaux vive et avec le sous-carbonate de chaux; mais la chaux à l'état d'hydrate l'absorbe très-rapidement en dégageant beaucoup de chaleur. Dans les laboratoires, on prépare le chlorure de chaux au moyen de l'appareil (*fig.* 82). A est un ballon d'où se dégage du chlore; B un flacon renfermant de l'hydrate de chaux; le gaz arrive par le tube *abc*, et celui qui échappe à l'action de la chaux, se dégage par le tube *def* qui le conduit hors du laboratoire; à travers le bouchon du flacon B, passe une tige en bois *m n* destinée à agiter la chaux pour renouveler sa surface de contact avec le chlore. Comme le chlorure de chaux se décompose facilement par la chaleur, et que la combinaison en dégage beaucoup, il est bon d'environner le flacon de linges humides, afin d'absorber la chaleur à mesure qu'elle se développe, et de ne point forcer le dégagement du chlore.

Lorsqu'on veut obtenir le chlorure de chaux en grand, on met l'hydrate de chaux dans des caisses de bois peu profondes, que l'on introduit dans une chambre de plomb ou de maçonnerie recouverte de plâtre; les caisses sont placées les unes au-dessus des autres, de manière que le gaz puisse facilement circuler entre elles. A côté de la chambre se trouve un fourneau garni d'une cornue en fonte, dont le col communique avec la chambre, et dans laquelle on produit le chlore. Il faut pour saturer complétement la chaux, renouveler sa surface : pour cela on arrête le dégagement du chlore, on le chasse hors de la chambre par un ventilateur, et les ouvriers pénètrent dans la chambre et agitent la chaux avec des pelles en bois. Lorsqu'on produit le chlore au moyen de l'acide muriatique et de l'oxide de manganèse, il faut à peu près 72 parties de manganèse pour 100 parties d'hydrate de chaux.

Le chlorure de chaux est sec, blanc; il a l'odeur du chlore; soumis à l'action de la chaleur, il se dégage de l'oxigène et un peu de chlore; il se forme alors un chlorure de calcium. Si l'on verse dessus 4 fois son poids d'eau, elle est complétement absorbée, et le chlorure paraît encore sec. Versé dans une grande quantité d'eau, il se forme un dépôt de chaux équivalent au quart à peu près du chlorure; la dissolution est alcaline, et, par conséquent, renferme de la chaux libre. Cette dissolution décolore toutes les substances végétales, comme les dissolutions de chlore. Le chlorure de chaux est très-employé, en Angleterre, dans les blanchisseries. Il est plus avantageux et d'un usage plus commode que la dissolution de chlore et l'eau de gavelle (dissolution de chlore dans une lessive de potasse.)

539. Le phosphore se combine facilement avec la chaux, mais seulement à la chaleur rouge : on se sert pour cette opération d'un tube de verre luté (*fig.* 78); on introduit du phosphore à l'extrémité recourbée, et de la chaux pure dans la partie horizontale; lorsque la chaux est incandescente, on fait volatiliser le phosphore; cette vapeur passe à travers la chaux, et se combine avec elle. Lorsque tout le phosphore est volatilisé, on casse le tube, et on introduit promptement le phosphure dans un flacon que l'on ferme hermétiquement. Le phosphure de chaux est solide, brun-rougeâtre; il décompose l'eau à la température ordinaire, et donne naissance à du phosphate, de l'hypo-phosphite de chaux et à du gaz hydrogène perphosphoré qui s'enflamme à mesure qu'il se dégage dans l'air. Le phosphure de chaux n'est employé que pour préparer le gaz hydrogène phosphoré (119).

540. Le soufre s'unit à la chaux de même que le phosphore; mais à une température très-élevée, il la décompose en partie, et forme un sulfate et un sulfure de calcium; le sulfure de chaux peut s'obtenir directement en faisant chauffer un mélange de soufre et de chaux. Ce sulfure est peu soluble dans l'eau, à la température ordinaire; mais à 100°, il s'y dissout facilement. Il est sans usage; cependant, il joue un rôle important dans la fabrication de la soude artificielle.

541. L'iode et le sélénium se combinent avec la chaux, de même que

le phosphore ; l'iodure de chaux décompose l'eau, et donne naissance à un iodate insoluble qui se précipite, et à un hydriodate qui reste en dissolution.

La chaux n'exerce aucune action sur les autres corps simples. Elle n'agit que sur un très-petit nombre de composés non acides ; mais elle se combine avec tous les acides.

542. *Composition.* La chaux, d'après la proportion des principes constituans des sels calcaires, est composée de 100 parties de calcium et de 39,063 d'oxigène.

543. *Usages.* La chaux est une substance très-employée dans les arts ; son principal usage est pour la fabrication des mortiers. On l'emploie aussi pour enlever l'acide carbonique des lessives de soude et de potasse, pour extraire l'ammoniaque, etc.

544. *Deutoxide de Calcium.* La chaux refuse de se combiner directement avec une nouvelle quantité d'oxigène ; mais lorsque l'on verse de la chaux en poudre dans de l'eau oxigénée acide, il se forme un dépôt pulvérulent ou en lames micacées, qui est une combinaison de chaux et d'oxigène. Le deutoxide de calcium contient deux fois plus d'oxigène que la chaux ; la chaleur et les acides le décomposent facilement. Il est sans usage ; sa découverte est due à M. Thénard.

B. *Strontiane* (*Protoxide de Strontium.*)

545. *Propriétés Physiques.* La strontiane est solide, d'un blanc-gris ; elle est infusible et inaltérable par les fluides impondérables. Sa densité est 4.

546. *État Naturel et Préparation.* La strontiane n'existe dans la nature qu'en combinaison avec les acides carbonique et sulfurique : le carbonate de strontiane est assez rare ; il existe à Strontiane en Écosse, et c'est de ce gisement que la substance dont il est question tire son nom. Le sulfate est beaucoup plus commun ; on le trouve en beaux cristaux dans les mines de soufre de la Sicile, et en masses terreuses dans les carrières de plâtre de Montmartre, près Paris. C'est au moyen du nitrate de strontiane qu'on obtient la strontiane pure ; il suffit pour cela de calciner ce sel dans un creuset de platine jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. Il faut le conserver dans un flacon bien fermé, parce qu'il attire l'humidité et l'acide carbonique de l'air.

547. *Propriétés Chimiques.* La strontiane jouit de toutes les propriétés alcalines ; elle est décomposée à une haute température par le chlore ; elle se combine directement avec le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium. Ces combinaisons s'obtiennent comme celles de la chaux ; elles jouissent des mêmes propriétés. La strontiane se comporte avec l'eau de la même manière que la chaux ; son extinction présente les mêmes phénomènes ; mais elle est plus soluble dans l'eau que la chaux, et la faculté dissolvante de l'eau augmente avec la température ; l'eau à la température ordinaire dissout $\frac{1}{60}$ de strontiane, et à peu près deux fois plus à 100° ; l'hydrate de strontiane cristallise par le refroidissement en lames ou en octaèdres ; on n'est point d'accord sur sa composition. La strontiane jouit d'une propriété remarquable, et qui est très-utile pour la distinguer de la barite, substance avec laquelle elle a la plus grande analogie ; l'hydro-chlorate de strontiane en dissolution dans l'alcool, donne à la flamme de cette substance combustible une teinte purpurine très-brillante, tandis que l'hydro-chlorate de barite donne à la flamme de l'alcool une teinte d'un jaune-bleuâtre.

548. *Composition, Usages, Histoire.* De la composition des sels de strontiane, on a conclu que la strontiane était formée de 100 parties de métal et de 18,273 d'oxigène. La strontiane est sans usage. Elle a été découverte par Crawfort en 1790.

549. *Deutoxide de Strontium.* Le deutoxide de strontium s'obtient comme celui de calcium ; ses propriétés physiques et chimiques sont les mêmes.

C. *Barite (Protoxide de Barium.)*

550. *Propriétés Physiques.* Les propriétés physiques de la barite sont les mêmes que celles de la strontiane.

551. *État Naturel et Préparation.* La barite se trouve dans la nature, comme la strontiane, à l'état de carbonate et de sulfate ; ce dernier est très-répandu. On obtient la barite comme la strontiane en calcinant le nitrate de barite.

552. *Propriétés Chimiques.* La barite se comporte avec les corps comme la strontiane et la chaux ; comme elles, elle est décomposée par le chlore à une très-haute température ; elle se combine avec le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium, et donne naissance à des corps composés qu'on obtient de la même manière, et qui jouissent des mêmes propriétés ; comme elles, elle absorbe l'eau en dégageant beaucoup de chaleur, forme un hydrate très-fusible ; elle est à peu près deux fois plus soluble dans l'eau que la strontiane ; l'eau à la température ordinaire en dissout $\frac{1}{20}$ et $\frac{1}{10}$ à 100°. Mais la barite diffère essentiellement des deux alcalis que nous avons déjà examinés, par son action sur l'air et sur le gaz oxigène à une haute tempé-

rature, dans l'air, la barite absorbe l'oxigène et l'acide carbonique, il se forme un dentoxide de barinm et un proto-carbonate, et si la calcination est suffisamment prolongée, la barite se transforme en totalité en proto-carbonate; dans l'oxigène pur, la barite absorbe très-facilement ce gaz, et passe à l'état de deutoxide.

553. ***Composition, Usages, Histoire.*** D'après la composition dn sulfate de barite, cet oxide renferme 875 parties de métal et 100 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 9,75. La barite n'est employée que dans les laboratoires. Elle a été découverte par Schéele en 1774.

554. ***Deutoxide de Barium.*** Le deutoxide de barium est solide, gris-blanc; une très-haute température le ramène à l'état de protoxide; dans l'air, à la chaleur rouge, il absorbe l'acide carbonique, laisse dégager une partie de son oxigène, et se transforme en proto-carbonate; il est décomposé par un courant galvanique, par tous les corps qui ont nne grande affinité pour l'oxigène, par l'hydrogène, le phosphore, le soufre, le bore, le carbone, nn grand nombre de métaux et plusieurs corps composés. Dans chaque cas particulier, il est facile de prévoir la nature des corps qui résulterout de cette décomposition. L'eau froide versée sur le deutoxide, le délite sans élever sa température: l'eau bouillante le décompose; il verdit le sirop de violette, et agit sur toutes les matières colorantes comme le protoxide; mais il est probable que ces effets sont dus à une partie de ce deutoxide qui se décompose. Les acides en dissolution dans l'eau qui forment des sels solubles avec le protoxide, ne dégagent pas d'oxigène; ce qui peut s'expliquer en admettant ou qu'il se forme un sel de deutoxide, ou que l'oxigène reste en combinaison avec l'eau ou l'acide en excès; mais les acides qui forment des sels insolubles avec la barite, précipitent cette dernière, et l'oxigène se dégage ou reste en dissolution dans l'eau, suivant les circonstances (75, 76, 77, 78). Le deutoxide de barium n'existe point dans la natnre; on le prépare en faisant passer un courant d'oxigène sec à travers un tube de porcelaine ou de verre luté incandescent, renfermant de la barite. On peut anssi le former par un procédé analogue à celui que l'on emploie pour préparer les deutoxides de calcium et de strontium; en versant une dissolntion concentrée de barite dans de l'eau chargée de 10 à 12 fois son volume d'oxigène, l'hydrate de deutuxide de barium se précipite: le deutoxide de barium renferme deux fois autant d'oxigène que la barite; on ne l'emploie que pour faire l'eau oxigénée.

D. *Lithine* (*Oxide de Lithium.*)

555. La lithine est une substance blanche, sans odeur, très-canstique, jouissant de toutes les propriétés alcalines; elle est fusible et facilement réductible par la pile.

556. La lithine n'a encore été trouvée que dans 4 minéraux, savoir: dans la

pétalite, le *triphane*, la *tourmaline* et la *rubellite*. Dans la pétalite, la lithine est combinée avec la silice et l'alumine; le triphane renferme en outre de l'oxide de fer; la *tourmaline*, des oxides de fer, de manganèse et de l'acide borique; enfin, la *rubellite* est composée des mêmes élémens que la tourmaline, plus d'une petite quantité de soude.

557. Pour extraire la lithine de la pétalite ou du triphane, on emploie le procédé suivant : après avoir réduit la pierre en une poudre impalpable, on la mêle avec 4 fois son poids de sous-carbonate de barite, et on fait fortement calciner le mélange dans un creuset de platine pendant deux heures; on dissout la masse dans un excès d'acide hydro-chlorique faible, et on fait évaporer jusqu'à siccité; on verse de l'eau bouillante sur ce résidu, et on le jette sur un filtre; la silice reste sur le filtre, et on obtient en dissolution des hydro-chlorates de lithine, d'alumine, de barite et de fer; on précipite la barite par l'acide sulfurique; on sature l'excès d'acide par l'ammoniaque, et en versant dans la liqueur du sous-carbonate d'ammoniaque, on précipite l'alumine, ainsi que les oxides de fer et de manganèse; par la filtration, on sépare le sulfate de barite et les oxides de fer et de manganèse : l'eau ne tient plus alors en dissolution que du sulfate de lithine, de l'acide hydro-chlorique et du sulfate d'ammoniaque. Pour séparer ces derniers corps, il suffit de faire évaporer la liqueur jusqu'à siccité, et le résidu calciné est du sulfate de lithine parfaitement pur; il ne reste plus alors qu'à enlever l'acide sulfurique : pour cela on dissout le sulfate dans l'eau, et on verse de l'eau de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on fait ensuite évaporer l'eau dans une cornue de verre, afin que la lithine, n'étant pas en contact avec l'air, ne se transforme pas en carbonate; il faudra, enfin, terminer l'évaporation dans le vide, car, lorsque la dissolution de lithine est concentrée à la température de 100°, elle peut attaquer le verre. La lithine ainsi obtenue, renferme toujours de l'eau dont jusqu'ici on n'est pas parvenu à la débarrasser, car il faudrait pour cela la faire calciner, et elle attaque avec la plus grande facilité les vases de grès, de platine, de verre et de porcelaine.

558. La lithine, mise en contact avec l'air, n'en absorbe pas l'humidité, mais elle se convertit lentement en carbonate; sa solubilité est plus grande que celle de la barite; elle attaque facilement tous les corps qui renferment de la silice, ainsi que le platine. La lithine se combine avec le soufre; on ne connaît point par expérience sa manière d'agir sur les autres corps simples non métalliques; mais il est probable qu'elle se comporterait aussi avec eux comme la chaux, la strontiane et la barite.

559. La lithine paraît composée de 100 parties d'oxigène et de 125 de métal. Sa molécule est formée d'une molécule d'oxigène et d'une de métal; son poids est de 2,25. Cet alcali a été découvert par Arfwedson en 1819.

E. *Potasse* (*Protoxide de Potassium*).

560. *Propriétés Physiques.* Le protoxide de potassium parfaitement pur est blanc, très-caustique, fusible au-dessus de la chaleur rouge, facilement réductible par la pile.

561. *État Naturel.* La potasse pure ne se trouve point libre dans la nature; on ne la rencontre jamais qu'à l'état de combinaison avec les acides carbonique, acétique, sulfurique, hydro-chlorique, tartarique, nitrique et silicique; combinée avec les 4 premiers, elle existe dans un grand nombre de végétaux; avec le 5e, dans les raisins; avec les acides hydro-chlorique, sulfurique et nitrique, dans les matériaux salpêtrés; enfin, avec la silice, on la trouve dans le *feld-spath*, et dans plusieurs produits volcaniques.

562. *Préparation.* On obtient le protoxide de potassium anhydre, en exposant des lames minces de potassium au contact de l'air sec, ou en faisant chauffer un mélange d'une partie de deutoxide et deux parties de métal. Le protoxide pur n'est jamais employé; c'est toujours à l'état d'hydrate que l'on fait usage de la potasse. L'hydrate de potasse s'obtient par le procédé suivant : on prend de la potasse du commerce, qui est un mélange de sous-carbonate de potasse, de sel marin, de sulfate et d'hydro-chlorate de potasse; on le mêle avec un poids égal de chaux vive et environ 15 fois son poids d'eau, et on abandonne ce mélange à lui-même pendant plusieurs jours, ou bien on le fait bouillir pendant quelques heures : la chaux s'empare de l'acide carbonique du sous-carbonate de potasse, et forme un sel insoluble qui se précipite : lorsque la liqueur filtrée ne fait plus effervescence avec les acides, l'opération est terminée; on passe à travers une toile, qui retient la chaux en excès et le sous-carbonate de chaux, on lave à plusieurs reprises ce résidu avec de l'eau bouillante; on fait ensuite évaporer la liqueur très-rapidement, afin que la potasse ne retourne pas à l'état de sous-carbonate par l'absorption de l'acide carbonique de l'air, et lorsque la matière est desséchée, on la fait fondre et on la coule dans une bassine de fonte,

où elle se solidifie promptement. La potasse obtenue par ce procédé, porte le nom de *Pierre à Cautère*, ou de *Potasse à la Chaux;* elle est loin d'être pure ; elle contient tous les sels solubles qui étaient renfermés dans la potasse du commerce, et de plus une certaine quantité d'oxide de fer provenant des vases dans lesquels l'évaporation et la fusion ont été opérées, et auquel elle doit la couleur rougeâtre qu'elle a ordinairement. Pour la purifier complétement, il faut mettre la potasse à la chaux concassée, dans 3 ou 4 fois son poids d'alcool à 36°; l'alcool dissout l'hydrate de potasse, et tous les sels étrangers se précipitent ; on décante et on fait évaporer la dissolution alcoolique dans une cornue de verre dont le col communique avec un ballon destiné à recueillir l'alcool (*fig.* 49) ; la liqueur étant concentrée au point d'être en consistance sirupeuse, on la verse dans une bassine d'argent, et on fait évaporer rapidement les dernières portions d'alcool ; lorsque la matière, quoique à une température très-élevée, est en fusion tranquille, on la coule dans une bassine d'argent, où elle se solidifie. La potasse obtenue par ce procédé, porte le nom de *Potasse à l'Alcool*, ou d'*Hydrate de Potasse.* La potasse purifiée successivement par la chaux et l'alcool est parfaitement pure ; elle ne renferme ni acide carbonique ni aucun des sels que contiennent les potasses du commerce ; cependant, comme il arrive quelquefois que ces dernières retiennent du sous-carbonate de soude, la potasse à l'alcool est mêlée d'un peu d'hydrate de soude. Pour éviter ce mélange qui, dans certaines analyses, pourrait induire à de graves erreurs, il vaut mieux se servir, au lieu de potasse du commerce, du produit de la calcination d'une partie de salpêtre et de deux parties de crème de tartre : ce résidu est du sous-carbonate de potasse qui ne renferme pas un atome de soude.

563. *Propriétés Chimiques.* Le protoxide de potassium anhydre est très-caustique ; exposé à l'air, il en attire l'eau et l'acide carbonique ; il absorbe l'oxigène à une haute température, et passe à l'état de deutoxide ; mis en contact avec le chlore sec, il s'y unit d'abord, mais à une haute température il est décomposé : le phosphore, le soufre agissent sur le protoxide de même que sur la chaux ; l'iode et le sé-

lénium le décomposent : il se forme des iodures et des séléniures métalliques et un peroxide de potassium.

L'hydrate de potasse est solide, blanc, très-caustique, déliquescent, et se comporte avec tous les corps de la même manière que le protoxide anhydre ; seulement les produits varient en raison de l'eau qui est souvent décomposée.

Le protoxide de potassium anhydre ou à l'état d'hydrate est décomposé par le charbon, le fer, l'antimoine et un grand nombre d'autres métaux ; mais ces décompositions n'ont lieu qu'à une température extrêmement élevée. Avec le carbone et le fer, le potassium est mis en liberté, et se dégage en vapeurs ; avec les autres métaux, il reste à l'état d'alliage.

La potasse en dissolution dans l'eau jouit de la propriété de dissoudre un grand nombre d'oxides métalliques.

OXIDES TRÈS-SOLUBLES DANS LA POTASSE.	OXIDES PEU SOLUBLES DANS LA POTASSE.
Alumine.	Peroxide de Manganèse.
Glucine.	Protoxide d'Antimoine.
Oxide de Zinc.	Deutoxide de Mercure.
Deutoxide d'Etain.	Protoxide de Nickel Hydraté.
Deutoxide d'Arsenic.	Peroxide de Rhodium.
Deutoxide d'Antimoine.	Deutoxide d'Or.
Tritoxide d'Antimoine.	
Oxide de Tellure.	
Protoxide de Plomb.	

564. *Analyse.* Pour déterminer la composition du protoxide de potassium anhydre, on enveloppe dans du papier à filtre un poids déterminé de potassium, et on l'introduit sous une cloche graduée pleine de mercure ; le potassium gagne la partie supérieure de la cloche : on y fait alors passer une certaine quantité d'eau ; à l'instant où elle est en contact avec le potassium, elle est décomposée, son oxigène se combine avec le métal, le transforme en protoxide qui se dissout dans l'eau

en excès, et l'hydrogène reste libre dans la cloche ; on peut facilement en mesurer le volume, et comme on sait que l'eau est formée de deux parties d'hydrogène et d'une d'oxigène, en prenant la moitié du volume d'hydrogène dégagé, on aura celui de l'oxigène absorbé par le potassium ; on pourra aussi en déterminer le poids au moyen de la densité : c'est ainsi qu'on a trouvé que le protoxide de potassium était formé de 16,66 parties d'oxigène et de 83,33 de métal. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène ; son poids est de 6.

On peut analyser l'hydrate de potasse de plusieurs manières ; la plus simple consiste à calciner un poids déterminé d'hydrate avec un excès de silice ou d'acide borique vitreux ; la potasse, en se combinant avec ces deux acides, abandonne l'eau qu'elle contenait ; par conséquent, la perte de poids pendant la calcination est égale à celui de l'eau de l'hydrate ; on a trouvé, par ce procédé, que l'hydrate de potasse calciné au rouge, est formé de 100 parties de protoxide et de 25 parties d'eau.

565. *Usages.* Le protoxide de potassium anhydre est sans usage ; mais l'hydrate de potasse a de nombreuses applications dans les arts ; combiné avec les huiles et les graisses, il constitue tous les savons mous ; on l'emploie dans la fabrication de l'alun, du verre, du nitre, etc. ; c'est un réactif très-employé dans les laboratoires.

566. *Histoire.* La découverte de la potasse remonte à une époque très-reculée ; mais la distinction du protoxide de potassium et de l'hydrate de potasse est due à M. Darcet et à M. Berthollet.

567. *Deutoxide de Potassium.* Le deutoxide ou peroxide de potassium est solide, jaune-verdâtre, fusible, indécomposable par la chaleur, mais facilement réductible par la pile ; exposé à l'air, il passe d'abord à l'état d'hydrate, et ensuite à l'état de proto-carbonate : l'eau le décompose ; tous les corps combustibles le ramènent à l'état de protoxide, ainsi que tous les acides. Cet oxide n'existe point dans la nature ; on l'obtient en faisant chauffer du protoxide anhydre dans une cloche courbe pleine d'oxigène reposant sur le mercure : il renferme 3 fois autant d'oxigène que le protoxide. Il est sans usage. Sa découverte est due à MM. Gay-Lussac et Thénard.

F. *Protoxide de Sodium* (*Soude*).

568. Le protoxide de sodium anhydre, l'hydrate de protoxide et le deutoxide de sodium, jouissent des mêmes propriétés physiques et chimiques que ceux de potassium ; on les prépare et on les analyse de même. L'hydrate de soude diffère cependant de celui de potasse par un grand nombre de propriétés dont nous parlerons lorsqu'il sera question des sels ; les seules que nous puissions énoncer maintenant, sont : 1° que la soude exposée à l'air se dessèche complétement, et la potasse au contraire se liquéfie ; ce phénomène est dû à ce que le sous-carbonate de soude est efflorescent, tandis que celui de potasse est déliquescent ; 2° l'hydrate de potasse est bien plus facilement décomposable par le fer que celui de soude.

569. *État Naturel.* La soude n'existe point dans la nature, mais on la trouve fréquemment combinée avec différens acides dans certaines plantes marines ; elle existe dans le sel marin combinée avec l'acide hydrochlorique ; avec l'acide sulfurique, dans un grand nombre de sources salées. La substance que l'on désigne dans le commerce sous le nom de Sel de Soude, est un véritable sous-carbonate ; les soudes brutes renferment du sous-carbonate et un grand nombre de substances étrangères ; c'est en traitant le sel de soude du commerce successivement par la chaux et l'alcool, que l'on se procure l'hydrate de soude pur.

570. *Composition.* Le protoxide de sodium anhydre est composé de 25 parties d'oxigène et de 75 de métal. Sa molécule est formée d'une molécule d'oxigène et d'une molécule de métal ; son poids est de 4. L'hydrate de soude, calciné au rouge, contient le quart de son poids d'eau.

571. *Usages.* Le protoxide de sodium anhydre, de même que le deutoxide, sont sans utilité dans les arts ; mais l'hydrate de protoxide a de nombreux usages ; il entre dans la fabrication des savons durs, du borax, du verre, etc.

§ III.

Oxides du IIIe Ordre.

572. Les oxides du 3e ordre sont ceux qui appartiennent aux métaux qui décomposent l'eau à la chaleur rouge seulement ; aucun de ces oxides n'est complétement réductible par la chaleur ; mais il en est quelques-uns que la chaleur fait passer à un moindre degré d'oxigénation. Aucun ne jouit des propriétés alcalines. Ces oxides sont au nombre de 12, savoir :

Le Protoxide Le Deutoxide Le Tritoxide Le Peroxide	de Manganèse.	Le Protoxide Le Deutoxide Le Tritoxide	de Fer.
Le Protoxide Le Deutoxide	de Zinc.	Le Protoxide Le Deutoxide	d'Étain.
		L'Oxide de Cadmium.	

A. *Oxides de Manganèse.*

573. *Peroxide.* Le peroxide de manganèse est noir ; à la chaleur rouge, il laisse dégager de l'oxigène, et passe à l'état de deutoxide ; il est facilement réductible par la pile.

574. Le peroxide de manganèse est très-répandu dans la nature ; on le rencontre quelquefois sous la forme d'aiguilles brillantes, d'un gris foncé métallique, mais beaucoup plus souvent en masses compactes ; sous ce dernier état, il contient ordinairement de l'oxide de fer, de la silice et du carbonate de chaux. On le trouve presque dans tous les pays ; en France, dans les départemens de la Moselle, des Vosges, dans les environs de Périgueux, près de Mâcon et à St-Jean de Gardonenque. On ne le prépare jamais directement ; on emploie toujours celui qu'on trouve dans la nature.

575. Le peroxide de manganèse est décomposé par tous les corps qui peuvent absorber facilement l'oxigène ; calciné avec du phosphore, il

forme un proto-phosphate ; avec le soufre, de l'acide sulfureux qui se dégage et du sulfure de manganèse.

576. Le peroxide de manganèse, calciné avec de l'hydcate de potasse, donne naissance à une substance solide, vecte, très-soluble dans l'eau à laquelle elle communique sa teinte; cette dissolution abandonnée à elle-même, passe successivement au bleu, au violet, au couge, au jaune, et devient incolore, en laissant constamment précipiter une pactie d'oxide de manganèse; cette sécie de teintes par lesquelles la dissolution passe dans un très-petit nombre d'heures, est exactement la même que celle des couleurs du spectce solaire. Les acides nitrique et sulfucique font passec brusquement au rouge les dissolutions vertes; les alcalis, au contraire, font passer au vert celles qui sont couges; enfin, l'acide sulfureux détruit sans retour la couleur de toutes : telles sont les propriétés caractéristiques de cette singulière substance, qui fut observée pour la première fois par Schéele, et à laquelle il donna le nom de *Cameleon mineral.*

D'après les observations de MM. Chevillot et Edwards, cette substance est une combinaison triple de potasse, d'oxide de manganèse, et d'oxigène ; aussi, elle ne se forme qu'autant qu'on calcine un mélange d'hydrate de potasse et d'oxide de manganèse dans l'air atmosphérique ou dans l'oxigène puc : le mélange qui absorbe le plus d'oxigène est celui qui est formé de parties égales d'hydrate de potasse et de manganèse; il colore immédiatement l'eau en pourpre : ceux qui ne contiennent qu'une petite quantité de manganèse absorbent moins d'oxigène, donnent à l'eau une teinte verte; le caméléon couge se forme directement, ou en abandonnant à lui-même un caméléon vert ou d'une autre teinte ; il ccistallise par concentration en aiguilles d'un pourpre très-foncé; elles colorent une très-grande quantité d'eau; elles ne sont point alcalines : l'acide sulfucique les dissout et prend une teinte verte qui, pac l'addition successive d'une petite quantité d'eau, passe au jaune, à l'orangé et au couge; l'acide nitrique le décompose, l'oxigène se dégage, l'oxide de manganèse se précipite, et la potasse se dissout ; chauffé dans une cornue, il se décompose en pactie, et le résidu est un caméléon dont la teinte appcoche d'autant plus du vert, que la calcination à eu lieu à une plus haute température et a été plus long-temps pcolongée.

577. Le peroxide de manganèse est composé, d'après Berzélius, de 64,01 de métal et de 35,99 d'oxigène. On a regardé pendant long-temps le peroxide de manganèse naturel comme une mine de fer ; Schéele, en 1771, fit voir que cette substance était un oxide d'un métal particulier.

578. *Tritoxide de Manganèse.* Le tritoxide de manganèse est brun-noir ; il n'existe point dans la nature ; on l'obtient en calcinant le nitrate de

manganèse dans un vase clos ; au rouge naissant, en contact avec l'air, il absorbe l'oxigène, et passe à l'état de peroxide ; mais au rouge-blanc, il laisse dégager une partie de son oxigène, et se transforme en deutoxide. D'après Berzélius, il est composé de 70,34 de métal et de 29,66 d'oxigène, et sa molécule est formée d'une molécule de métal et de trois d'oxigène ; son poids est de 6,5.

579. *Deutoxide.* Le deutoxide de manganène est brun-rouge, indécomposable par la chaleur ; il absorbe, au contraire, l'oxigène à la chaleur rouge, et même à la température ordinaire, lorsqu'il est humide, et passe à l'état de peroxide ; on l'obtient en calcinant fortement le peroxide dans un creuset fermé. Il est sans usage. Il est composé de 72,75 de métal et de 27,25 d'oxigène ; sa molécule paraît formée de deux molécules de tritoxide et d'une de protoxide ; son poids est de 29,34.

580. *Protoxide.* Le protoxide de manganèse est blanc à l'état d'hydrate, et d'un blanc-verdâtre lorsqu'il est sec ; il est indécomposable par la chaleur, et réductible par la pile ; humide, il absorbe rapidement l'oxigène de l'air, et passe à l'état de tritoxide. Il n'existe point dans la nature ; on l'obtient en précipitant le proto-sulfate par un alcali, lavant le précipité avec de l'eau privée d'air, et le faisant dessécher dans le vide ou dans une atmosphère d'azote. Il est sans usage. Il est composé de 78 de métal et de 22 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux d'oxigène ; son poids est de 5,5.

B. *Oxides de Zinc.*

581. *Protoxide.* Le protoxide de zinc, connu en pharmacie sous le nom de *Fleurs de Zinc*, est blanc, très-difficile à fondre, indécomposable par la chaleur, mais facilement réductible par la pile. Cet oxide de zinc est très-répandu dans la nature ; les minéralogistes le désignent sous le nom de *Calamine* ; il est ordinairement combiné avec de la silice, du carbonate de chaux, de l'alumine et de l'oxide de fer. La calamine se trouve principalement dans les environs de Juliers, dans le duché de Limbourg, en Normandie, à Passy près de Paris, en Angleterre, en Souabe, dans le Tirol, en Carentie, en Silésie, etc. On prépare le protoxide de zinc, en soumettant du zinc dans un creuset à l'action de la chaleur rouge : le métal se volatilise, brûle avec une vive lumière, et forme des flocons blancs, qui se déposent en grande partie contre

les parois du creuset. L'oxide de zinc ne se combine avec aucun corps simple; mais il est facilement décomposé par un grand nombre d'entre eux. On détermine facilement sa composition en mettant du zinc dans de l'acide sulfurique étendu; l'eau est décomposée, il se forme un proto-sulfate et un dégagement d'hydrogène: en recueillant ce dernier, et le mesurant exactement à la fin de l'opération, on en déduira facilement le volume et le poids de l'oxigène absorbé par le métal. L'oxide de zinc est composé de 79,49 de métal et de 20,51 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 5,125.

582. *Deutoxide.* Le deutoxide de zinc est blanc, il se décompose très-facilement dans l'air à une température au-dessous de 100°; les acides le décomposent aussi en formant des sels de protoxide et de l'eau oxigénée; on l'obtient en agitant l'hydrate de protoxide dans de l'eau oxigénée renfermant 7 à 8 fois son volume d'oxigène et opérant à une basse température. Cet oxide est sans usage. Il a été découvert par M. Thénard.

C. *Oxides de Fer.*

583. *Protoxide.* Le protoxide de fer est blanc à l'état d'hydrate, infusible et indécomposable par la chaleur, mais facilement réductible par la pile. Cet oxide n'existe dans la nature qu'en combinaison avec l'acide carbonique; on l'obtient en précipitant le proto-sulfate de fer par une dissolution de potasse ou de soude; on lave le précipité dans de l'eau privée d'air par l'ébullition, et on le fait sécher dans le vide ou dans l'azote. Le protoxide de fer absorbe facilement l'oxigène de l'air à la température ordinaire, et passe successivement du blanc au vert et du vert au rouge. Il est sans usage. Il est formé de 79 de métal et de 21 d'oxigène; c'est ce que l'on peut facilement reconnaître en traitant le fer par l'acide sulfurique étendu, et recueillant l'hydrogène qui se dégage. Sa molécule est composée d'une molécule de fer et d'une d'oxigène; son poids est de 4,5.

584. *Deutoxide.* Le deutoxide de fer est noir, fusible, indécomposable par la chaleur, décomposable par la pile, magnétique, mais moins que le fer et que le protoxide.

585. Le deutoxide de fer est très-répandu dans la nature ; on le rencontre cristallisé en octaèdre, en petits grains et en masses fibreuses ; il est rare en France, mais assez commun en Corse, en Suède, en Norwège, en Sibérie, etc. Comme le deutoxide naturel n'est jamais pur, on le prépare directement en faisant passer un courant de vapeurs d'eau dans un tube de porcelaine incandescent plein de tournure de fer décapée. Cet oxide est formé de 72 de métal et de 28 d'oxigène. Plusieurs chimistes regardent sa molécule comme composée d'une molécule de protoxide et de deux de tritoxide.

586. *Tritoxide.* Le tritoxide de fer est d'un rouge violacé, plus fusible que le fer, indécomposable par la chaleur, réductible par la pile, non magnétique.

587. Cet oxide est très-répandu dans la nature ; toutes les espèces de terrains en renferment. C'est lui qui colore tous les terrains cultivés ; on le trouve aussi en masses, en filons et en couches ; tantôt il est cristallisé, et possède l'éclat métallique, on le désigne alors sous le nom de *Fer Oligiste* ou de *Fer Spéculaire ;* tantôt il est d'un violet terne, en masses mamelonnées, formées de fibres convergentes, on le désigne alors sous le nom d'*Hématite ;* tantôt, enfin, il est en masses irrégulières, d'une structure confuse ; il porte alors les noms de *Fer Oxidé Brun* ou de *Fer Oxidé Rouge*, suivant que sa poussière est de l'une ou l'autre de ces couleurs. Les mines de fer les plus célèbres sont celles de l'île d'Elbe, de Suède et de Sibérie.

588. On peut obtenir le tritoxide de fer pur par plusieurs procédés différens, 1° en calcinant le fer en contact avec l'air ; 2° en décomposant les sels de protoxide ou de deutoxide de fer par la chaleur ; l'oxide qui se précipite, passe promptement à l'état de tritoxide par l'absorption de l'oxigène de l'air ; 3° en calcinant le nitrate ou le carbonate de fer ; 4° en traitant le fer par l'acide nitrique ; 5° en calcinant le proto-sulfate (*couperose*). De tous ces procédés, c'est le dernier qui est le plus économique ; aussi, c'est le seul qu'on emploie pour se procurer celui que l'on consomme dans les arts.

589. Le tritoxide de fer, à l'état d'hydrate, absorbe l'acide carbonique

de l'air ; sec, il l'absorbe encore, mais à une température élevée ; il est absolument insoluble dans l'eau, dans les dissolutions alcalines, et ne se combine que difficilement avec les acides.

590. Les usages du tritoxide de fer sont très-importans ; c'est en décomposant cet oxide par le charbon que l'on se procure la plus grande partie du fer que l'on consomme dans les arts ; le tritoxide de fer est aussi très-employé pour polir les glaces et les métaux ; on le désigne alors sous le nom de *Colcothar* ou de *Rouge d'Angleterre.* On l'emploie en médecine sous le nom de *Safran de Mars Astringent* et de *Safran de Mars Apéritif ;* ce dernier renferme un peu d'acide carbonique, parce qu'on le prépare en exposant la limaille de fer à l'air humide.

591. On peut déterminer la composition du tritoxide de fer par un procédé très-simple ; il consiste à traiter un poids connu de fer par l'acide nitrique : le fer passe à l'état de tritoxide ; on fait évaporer et calciner ; l'excès de poids du résidu sur celui de fer employé représente la quantité d'oxigène absorbé ; on a trouvé ainsi que le tritoxide de fer est composé de 70 de fer et de 30 d'oxigène. Sa molécule est formée de deux molécules de métal et de trois d'oxigène ; son poids est de 10.

D. *Oxides d'Étain.*

592. *Protoxide.* Le protoxide d'étain est blanc à l'état d'hydrate, et d'un gris-noir lorsqu'il est pur ; il est indécomposable par la chaleur et réductible par la pile. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en précipitant l'hydro-chlorate de protoxide par la chaleur ; le précipité est d'abord blanc, mais il noircit en séchant. On peut aussi l'obtenir en faisant passer de la vapeur d'eau dans un tube de porcelaine incandescent renfermant de l'étain. Il est insoluble dans l'eau, et brûle comme de l'amadou à une température élevée ; on détermine sa composition en traitant l'étain en limaille par l'acide hydro-chlorique et recueillant le gaz hydrogène qui se dégage ; on a trouvé ainsi que cet oxide était formé de 88 de métal et de 12 d'oxigène. Sa molécule est composée

d'une molécule d'oxigène et de deux de métal ; son poids est de 8,37. Il est sans usage.

593. *Deutoxide.* Cet oxide est blanc, fusible, indécomposable par la chaleur, réductible par la pile. Il existe principalement en Angleterre, dans le comté de Cornouailles, en Espagne dans la Galice, en Bohême, en Saxe et en Asie, à Banca et à Malaga ; mais il n'est jamais pur : il renferme de la silice et de l'oxide de fer qui le colore en noir ; il est souvent cristallisé ; on ne le trouve que dans les terrains primitifs ; il accompagne le tungstate de fer, le quartz et le fluate de chaux. On peut obtenir l'oxide d'étain parfaitement pur, 1° en calcinant l'étain en contact avec l'air ; 2° en traitant l'étain par l'acide nitrique, évaporant jusqu'à siccité et calcinant le résidu. C'est en transformant l'étain en oxide par ce dernier procédé, et pesant le produit, que l'on parvient à déterminer la composition de cet oxide ; on a trouvé qu'il était formé de 78,5 de métal et de 21,5 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule d'étain et de deux molécules d'oxigène ; son poids est de 9,37. Le deutoxide d'étain naturel est la seule mine d'étain exploitée ; le deutoxide artificiel, mêlé avec le protoxide de plomb, est employé sous le nom de *Potée d'Étain*, pour polir les marbres ; on obtient la potée d'étain en calcinant un alliage d'étain et de plomb ; l'oxidation se fait très-rapidement, beaucoup plus que si ces métaux étaient isolés, probablement à cause de l'affinité des deux oxides.

E. *Oxide de Cadmium.*

594. L'oxide de cadmium, obtenu par la calcination du métal, est d'un jaune-brunâtre ; mais sa teinte est quelquefois d'un brun clair, foncé ou noirâtre ; à l'état d'hydrate, il est incolore. Il est infusible et irréductible par la chaleur. Cet oxide n'a été trouvé jusqu'ici qu'à l'état de sous-carbonate dans certaines espèces de *calamines*. On l'obtient, ou en calcinant le métal en contact avec l'air, ou en calcinant le carbonate et le nitrate, ou enfin en décomposant un de ses sels solubles par un alcali : le charbon le réduit très-facilement, mais à la chaleur rouge. L'oxide de cadmium est formé, d'après M. Stromeyer, de 87,45 de métal et de 12,5 d'oxigène. Il est sans usage.

§ IV.

Oxides du IVe Ordre.

595. Les oxides du 4e ordre sont ceux qui ont pour bases les métaux acidifiables. Ils sont au nombre de 7, savoir :

Le Protoxide Le Deutoxide	d'Arsenic.	Le Protoxide Le Deutoxide	de Chrôme.
Le Protoxide Le Deutoxide	de Molybdène.	L'Oxide de Tungstène.	

A. *Oxides d'Arsenic.*

596. *Protoxide.* Le protoxide d'arsenic est noir, vénéneux ; la chaleur le transforme en arsenic métallique et en deutoxide ; dans l'air, il brûle au-dessous de la chaleur rouge et passe à l'état de deutoxide qui se dégage en vapeurs : il existe dans la nature à la surface de l'arsenic natif; on peut l'obtenir en exposant pendant long-temps l'arsenic en poudre à l'air libre ; il ne se combine pas avec les acides ; il est composé, d'après M. Berzélius, de 92,5 de métal et de 7,5 d'oxigène. Plusieurs chimistes le regardent comme un mélange de métal et de deutoxide. Il est sans usage.

597. *Deutoxide* ou *Acide Arsenieux.* Le deutoxide d'arsenic est blanc, très-vénéneux, excite fortement la salivation ; pris intérieurement, c'est un des poisons les plus actifs ; soumis à l'action de la chaleur, il se dissipe en vapeurs blanches opaques, d'une odeur d'ail, et très-dangereuses à respirer ; lorsqu'on le distille dans une cornue, les vapeurs se condensent en une masse quelquefois transparente ou en cristaux translucides ayant la forme d'un octaèdre ; il est indécomposable par la chaleur, mais réductible par la pile.

598. Le deutoxide d'arsenic existe dans la nature, en poudre et en cristaux, mais toujours en petite quantité ; on le prépare en grand en grillant la mine de cobalt arsenical. L'arsenic se brûle, se volatilise et

se condense dans les cheminées ; on le purifie ensuite en le sublimant dans une chaudière de fonte, surmontée d'un dôme conique de même métal.

599. Le deutoxide d'arsenic est réductible par le charbon et le soufre ; il est sensiblement soluble dans l'eau ; il rougit la teinture de tournesol ; se combine difficilement avec les acides, mais forme des sels avec les alcalis et la plupart des autres oxides métalliques ; aussi, plusieurs chimistes le regardent comme un acide qu'ils désignent sous le nom d'*Acide Arsenieux*.

600. On détermine la composition du deutoxide d'arsenic en faisant chauffer de l'arsenic dans une cornue garnie d'un tube recourbé communiquant avec une cloche pleine d'oxigène (*fig.* 23), et mesurant le volume d'oxigène absorbé ; on a trouvé ainsi que cet oxide était composé de 70 de métal et de 30 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux d'oxigène ; son poids est de 6,75.

601. Les usages du deutoxide d'arsenic sont très-bornés ; on l'emploie dans la fabrication du *Vert de Schéele* (arsenite de cuivre), en pharmacie dans la poudre escarotique du frère Côme, et dans les verreries.

B. *Oxides de Molybdène.*

602. *Protoxide.* Cet oxide est d'un brun cuivreux ; il est inaltérable par la chaleur. On ne le trouve point dans la nature ; on l'obtient en calcinant fortement dans un creuset de terre le molybdate d'ammoniaque recouvert d'une couche de charbon. Il ne se combine avec aucun acide. Il est sans usage.

603. *Deutoxide*, *Oxide Bleu* ou *Acide Molybdeux*. Cet oxide est solide, bleu ; il absorbe l'oxigène de l'air et passe à l'état d'acide molybdique. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en triturant avec de l'eau chaude un mélange d'une partie de molybdène et de deux parties d'acide molybdique jusqu'à ce que le mélange acquière la couleur bleue, faisant bouillir et évaporer à une température inférieure à 30°. Cet oxide est soluble dans l'eau ; il rougit les teintures bleues végétales, ne paraît pas se combiner avec les acides, mais il s'unit facilement aux alcalis ; aussi, plusieurs chimistes le regardent comme un acide ; il est composé de 75 de métal et de 25 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux molécules d'oxigène ; son poids est de 8.

C. Oxides de Chrôme.

604. *Protoxide.* Le protoxide de chrôme est vert, inaltérable par la chaleur ; il n'existe qu'en très-petite quantité dans la nature à la surface de quelques échantillons de chromate de plomb. On l'obtient, 1° en calcinant le chromate de mercure dans un creuset ou dans une cornue ; on emploie ordinairement une cornue, afin de pouvoir recueillir le mercure : il faut, lorsque le mercure s'est dégagé, le soumettre à un violent coup de feu pendant trois quarts d'heure ; 2° en calcinant un mélange de chromate de potasse et de soufre ; il se forme un sulfure de potasse, de l'acide sulfureux, du sulfure de potasse et de l'oxide de chrôme ; le premier se dégage, le second étant très-soluble dans l'eau, peut facilement être séparé de l'oxide qui est insoluble ; 3° en précipitant une dissolution d'un sel soluble de chrôme par un alcali ; l'oxide qu'on obtient par les deux premiers procédés est d'un beau vert ; celui qu'on obtient par le dernier est à l'état d'hydrate et d'un gris foncé ; en le calcinant, il passe au vert ; l'oxide de chrôme vert est difficilement soluble dans les acides ; celui qui est à l'état d'hydrate s'y dissout au contraire avec la plus grande facilité. Le protoxide de chrôme est employé dans la peinture sur porcelaine et dans la fabrication des verres transparens imitant l'émeraude. Cet oxide est composé de 70 de métal et de 30 d'oxigène. Sa molécule est formée de deux molécules de métal et de trois d'oxigène ; son poids est de 10.

605. *Deutoxide.* Le deutoxide de chrôme est une poudre brune, brillante, insoluble dans l'eau et les acides : il n'existe point dans la nature ; on l'obtient en précipitant l'hydro-chlorate de protoxide par un alcali, dissolvant l'hydrate dans l'acide nitrique et calcinant le nitrate : cet oxide est ramené à l'état de protoxide, lorsqu'on le chauffe avec de l'acide hydro-chlorique ; l'oxigène qui est mis en liberté absorbe une partie de l'hydrogène de l'acide, et il se dégage du chlore. Le deutoxide est formé de 64 de métal et de 36 d'oxigène. Sa molécule est composée de deux molécules de métal et de quatre d'oxigène ; son poids est de 11. Cet oxide est sans usage.

D. *Oxide de Tungstène.*

606. L'oxide de tungstène est brun-noir; il est inaltérable par les fluides impondérables; on l'obtient en introduisant de l'acide tungstique dans un tube de porcelaine incandescent, à travers lequel on fait passer un courant de gaz hydrogène. Cet oxide chauffé dans l'air, brûle, et se transforme en acide tungstique. Il est composé de 85 de métal et de 15 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux d'oxigène; son poids est de 14.

Il paraît qu'il existe un autre oxide de tungstène; car, lorsqu'on traite l'acide tungstique par l'hydrogène, si la température ne dépasse pas 300°, on obtient une substance bleue, qui probablement renferme plus d'oxigène que l'oxide brun.

§ VI.

Oxides du Ve Ordre.

607. Les oxides du 5e ordre sont irréductibles par la chaleur; leurs bases métalliques ne décomposent point l'eau et ne sont point acidifiables. Ces oxides sont au nombre de 20, savoir:

Le Protoxide	d'Antimoine.	L'Oxide.......	de Bismuth.
Le Deutoxide		Le Protoxide	de Cuivre.
Le Tritoxide		Le Deutoxide	
Le Protoxide	d'Urane.	Le Tritoxide	
Le Deutoxide		L'Oxide.......	de Tellure.
Le Protoxide	de Cérium.	Le Protoxide	de Nickel.
Le Deutoxide		Le Deutoxide	
Le Protoxide	de Cobalt.	Le Protoxide	de Plomb.
Le Deutoxide		Le Deutoxide	
L'Oxide.......	de Titane.	Le Tritoxide	

A. *Oxides d'Antimoine.*

608. *Protoxide.* Le protoxide d'antimoine est blanc, ou d'un blanc-grisâtre, suivant la manière dont il a été préparé; il est fusible et vo-

latil ; fondu, il est transparent, jaunâtre, et répand des fumées épaisses ; par le refroidissement, il se prend en une masse fibreuse analogue à l'asbeste. Il n'existe point dans la nature. On peut l'obtenir par deux procédés différens : le premier consiste à triturer le proto-chlorure (*beurre d'antimoine*) dans une grande quantité d'eau ; il se dépose une substance blanche, qui est un sous-chlorure que l'on décompose en le faisant chauffer avec une dissolution faible de soude ou de potasse ; le second consiste à introduire de l'antimoine dans un creuset que l'on place obliquement dans un fourneau ; à l'ouverture de ce creuset, on en adapte un autre percé par le fond, de manière que l'air puisse passer entre eux ; on chauffe l'antimoine au rouge, et l'oxide qui se forme se dégage et se condense contre les parois du second creuset. L'oxide obtenu par le premier procédé est grisâtre ; celui qu'on obtient par le second est parfaitement blanc : ce dernier est connu en pharmacie sous le nom de *Fleurs d'Antimoine*. Cet oxide est très-rarement employé. Il se combine facilement avec le sulfure d'antimoine, et forme une substance transparente d'un brun plus ou moins foncé que l'on connaît sous le nom de *Verre d'Antimoine :* le verre d'antimoine se prépare ordinairement en calcinant à l'air le sulfure naturel. Le protoxide d'antimoine est composé de 85 parties de métal et de 15 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène ; son poids est de 6,625.

609. *Deutoxide*. Le Deutoxide d'antimoine est blanc, indécomposable par la chaleur, facilement réductible par la pile ; il existe dans la nature, mais en très-petite quantité ; on ne le rencontre qu'à la surface de quelques échantillons de sulfure. Cet oxide s'obtient en traitant l'antimoine en poudre par l'acide nitrique concentré, évaporant jusqu'à siccité, et calcinant au rouge. Le deutoxide d'antimoine joue plutôt le rôle d'acide que celui d'oxide ; cependant il est insoluble dans l'eau, et rougit à peine la teinture de tournesol, même lorsqu'il est à l'état d'hydrate ; on le désigne quelquefois sous le nom d'*Acide Antimonieux*. On détermine sa composition en pesant une certaine quantité de métal, le transformant en oxide, comme nous avons dit, et pesant le produit. Il renferme 80 parties de métal et 20 parties d'oxigène. Sa molécule est formée

de trois molécules d'oxigène et de deux de métal ; son poids est de 14,250.

610. *Tritoxide.* Le tritoxide d'antimoine est jaunâtre ; à une haute température, il abandonne une partie de son oxigène et se transforme en deutoxide. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient par deux procédés différens : le premier consiste à calciner au rouge l'antimoine mêlé avec un excès de deutoxide de mercure ; le second, à décomposer au rouge naissant un mélange d'une partie d'antimoine et de six parties de nitre, à lessiver, à précipiter l'oxide par un acide, à le recueillir sur un filtre et à le faire dessécher : le tritoxide d'antimoine obtenu par ce dernier procédé, est à l'état d'hydrate ; on ne peut pas le dessécher complétement sans le décomposer, du moins en partie. Cet oxide jouit plutôt des propriétés des acides que de celles des oxides ; car il se combine facilement avec les alcalis, et rougit sensiblement la teinture de tournesol, lorsqu'il est à l'état d'hydrate. Plusieurs chimistes le désignent sous le nom d'*Acide Antimonique.* Le tritoxide d'antimoine est composé de 73 de métal et de 27 d'oxigène. Sa molécule est formée de deux molécules d'oxigène et d'une de métal ; son poids est de 7,625.

B. *Oxides d'Urane.*

611. *Protoxide.* Le protoxide d'urane est gris-noir, presque infusible; il existe dans la nature, mais en très-petite quantité ; on le trouve en Saxe et en Bohême. On peut l'obtenir par deux procédés différens : 1° en calcinant le métal dans l'air ; 2° en calcinant fortement le deutoxide. Cet oxide renferme 94 de métal et 6 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène ; son poids est de 16,625. Il est sans usage.

612. *Deutoxide.* Le deutoxide d'urane est d'un jaune-citron, il abandonne une portion de son oxigène à une haute température ; il existe dans la nature, ordinairement en lames brillantes dont la couleur varie du jaune-serin au vert. On le rencontre principalement à Chanteloube près de Limoges, à Saint-Symphorien près d'Autun, en Saxe, dans le Wirtemberg, et en Angleterre, dans le comté de Cornouailles. On peut obtenir le deutoxide d'urane pur en décomposant le deuto-nitrate par un alcali. Cet oxide est sans usage. Il est composé de 91,25 de métal et de 8,75 d'oxigène. Sa molécule est formée de deux molécules de métal et de 3 d'oxigène ; son poids est de 34,250.

C. *Oxides de Cérium.*

613. *Protoxide.* Le protoxide de cérium est blanc, très-difficile à fondre; à une haute température, il absorbe l'oxigène de l'air et passe à l'état de deutoxide. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en décomposant l'hydro-chlorate de protoxide par un alcali. Il est composé de 84,33 de métal et de 15,66 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 6,75. Il est sans usage.

614. *Deutoxide.* Le deutoxide de cérium est brun-rouge; il est très-difficile à fondre, et n'éprouve aucune altération par la chaleur; il existe dans le minéral connu sous le nom de *Cérite*, qu'on trouve à la mine de Bastanaès en Suède; il y est combiné avec la silice, la chaux, l'oxide de fer et l'acide carbonique. On obtient cet oxide pur en décomposant un sel soluble de deutoxide par un alcali. Il est sans usage. Il renferme 79,3 de métal et 20,7 d'oxigène. Sa molécule est formée de deux molécules de métal et de 3 molécules d'oxigène; son poids est de 14,5.

D. *Oxides de Cobalt.*

615. *Protoxide.* Le protoxide de cobalt est bleu à l'état d'hydrate, et gris lorsqu'il est sec. Soumis dans un vase clos à une haute température, il ne fond que très-difficilement; calciné dans un vase ouvert, il passe à l'état de deutoxide au-dessous du rouge-brun; à l'état d'hydrate, il absorbe l'oxigène à la température ordinaire. Il n'existe dans la nature qu'à l'état d'arseniate. On l'obtient en décomposant l'hydrochlorate de protoxide par un alcali, lavant avec de l'eau récemment bouillie et desséchant dans le vide ou dans une atmosphère d'azote. Le protoxide de cobalt paraît composé de 76,50 de métal et de 23,50 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 4,25.

616. *Deutoxide.* Le deutoxide de cobalt est noir; il passe à l'état de protoxide à une haute température. On le trouve en petite quantité en Saxe et en Thuringe; il est ordinairement mêlé avec du fer et de l'arsenic. On l'obtient en faisant calciner le protoxide dans un vase ouvert

jusqu'à ce qu'il soit devenu noir. Il paraît composé de 68,43 de métal et de 31,57 d'oxigène. Sa molécule est formée de deux molécules de métal et de trois d'oxigène; son poids est de 9,50.

Les oxides de cobalt sont employés pour colorer le verre et les émaux en bleu, pour faire une couleur très-brillante qui remplace l'outremer. (Voyez les articles *Silicates, Phosphates et Arseniates de Cobalt*).

E. *Oxide de Titane.*

617. L'oxide de titane est blanc, presque infusible; on le trouve dans la nature, dans la vallée d'Oyssant, département de l'Isère, en petits cristaux octaèdres; à Saint-Iriex, dans les environs de Limoges, en petites masses fibreuses, renfermant de l'oxide de fer; dans la vallée de Doron près Moutier, dans les ravins près du village de Gourdon, département de Saone-et-Loire, au Saint-Gothard, en Hongrie, en Cornouailles, combiné avec les oxides de fer, de manganèse et la silice; à Allemont, aux environs de Limoges et en Bavière, combiné avec la chaux et la silice; enfin, on le trouve dans toutes les mines de fer oxidulé, et dans les déjections volcaniques.

618. On obtient l'oxide de titane parfaitement pur en calcinant l'oxide naturel pulvérisé, avec 2 fois son poids de potasse, dans un creuset de platine, lessivant la masse, traitant le résidu par l'acide hydro-chlorique, filtrant et versant un excès d'acide oxalique, recueillant le précipité sur un filtre et calcinant; l'eau enlève la potasse et la silice; l'acide hydro-chlorique dissout les oxides de fer et de titane; l'acide oxalique précipite le dernier en se combinant avec lui; enfin, la calcination décompose l'oxalate de titane; elle détruit l'acide végétal, vaporise ses élémens, et ne laisse pour résidu que de l'oxide de titane parfaitement pur. On ne connaît point sa composition. Il est sans usage.

F. *Oxide de Bismuth.*

619. L'oxide de bismuth est d'un blanc-jaunâtre; il est fusible au rouge cerise. On le trouve en très-petite quantité en efflorescence et à la surface du bismuth natif. On l'obtient, 1° en laissant le bismuth fondu en contact avec l'air; 2° en précipitant le nitrate de bismuth par l'eau, faisant chauffer le précipité avec de la potasse, et lessivant ensuite;

l'eau s'empare d'une partie de l'acide, et forme un précipité de sous-nitrate ; la potasse absorbe les dernières portions d'acide, et produit un sel soluble qu'on enlève par les lavages. L'oxide de bismuth est sans usage. Il est composé de 90 parties de métal et de 10 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène ; son poids est de 9,875.

G. *Oxides de Cuivre.*

620. ***Protoxide.*** Le protoxide de cuivre est d'un jaune-orangé lorsqu'il est à l'état d'hydrate, et rouge lorsqu'il est anhydre ; il est fusible au-dessous de la chaleur rouge ; il absorbe facilement l'oxigène à une température peu élevée, et passe à l'état de deutoxide. Il existe dans la nature en cristaux octaèdres, en filamens soyeux, en masses compactes et en poussière. On le trouve en Angleterre, dans le comté de Cornouailles, dans les environs de Cologne et en Sibérie. On l'obtient directement en décomposant, par un alcali, l'hydro-chlorate acide de protoxide de cuivre. Il est composé de 89 de métal et de 11 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une molécule d'oxigène ; son poids est de 9. Il est sans usage.

621. *Deutoxide.* Le deutoxide de cuivre est bleu à l'état d'hydrate, et brun-noir lorsqu'il est sec ; il fond au-dessus de la chaleur rouge, et passe à l'état de protoxide à une haute température. Il n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec différens acides, principalement avec les acides carbonique, phosphorique et arsenique. On l'obtient en décomposant le deuto-sulfate de cuivre (*vitriol bleu*) par la soude ou la potasse, et desséchant le précipité. Cet oxide est composé de 80 parties de métal et de 20 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux molécules d'oxigène ; son poids est de 10. Cet oxide est très-souvent employé pour analyser les substances végétales et animales.

622. Le deutoxide de cuivre se combine avec l'eau et la chaux, et forme une substance d'un bleu clair, très-employée dans les fabriques de papiers peints, sous le nom de *Cendres Bleues.* On obtient cette ma-

tière colorante en précipitant le nitrate de cuivre par une quantité de chaux suffisante seulement pour saturer l'acide, recueillant le précipité et le broyant avec $1/_{10}$ de chaux éteinte; les cendres bleues, par leur exposition à l'air, passent en quelques mois du bleu au vert. Plusieurs chimistes regardent les cendres bleues comme un sous-carbonate, et n'admettent pas la chaux comme un de leurs principes constituans.

623. *Tritoxide de Cuivre.* Le tritoxide de cuivre est d'un brun-jaunâtre; il se décompose à une température au-dessous de 100°. On obtient cet oxide en mettant le deutoxide à l'état d'hydrate dans de l'eau renfermant 7 à 8 fois son volume d'oxigène. Le tritoxide paraît contenir deux fois plus d'oxigène que le deutoxide.

H. *Oxide de Tellure.*

624. L'oxide de tellure est blanc, fusible au-dessous de la chaleur rouge, inaltérable dans l'air à toutes les températures. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en décomposant le nitrate de tellure par une dissolution alcaline, ou en brûlant le tellure dans l'oxigène. Cet oxide est composé de 80 parties de métal et de 20 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 5. Il est sans usage.

I. *Oxides de Nickel.*

625. *Protoxide.* Le protoxide de nickel est vert à l'état d'hydrate, et brun lorsqu'il est anhydre. Il est très-difficile à fondre. Il existe dans la nature, sous la forme d'une poussière verte, à la surface du nickel arsenical. On l'obtient en décomposant le proto-nitrate de nickel par la soude ou la potasse. Il est composé de 77 parties de métal et de 23 parties d'oxigène. Sa molécule est formée d'une de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 4,25.

626. *Deutoxide.* Ce deutoxide s'obtient en versant de l'eau oxigénée dans du nitrate de protoxide, et ajoutant peu à peu une dissolution de potasse; il est d'un blanc-verdâtre, et se décompose avec la plus grande facilité. Il est sans usage.

K. *Oxides de Plomb.*

627. *Protoxide.* Le protoxide de plomb (*litharge*) est d'un jaune-rougeâtre sale, ordinairement sous la forme d'écailles brillantes; il est fusible

au-dessous du rouge-brun ; à une température inférieure, il absorbe l'oxigène et se transforme en deutoxide ; à la température ordinaire, il s'empare d'une petite quantité d'acide carbonique ; par la chaleur, il attaque la silice avec la plus grande facilité, et forme une substance vitreuse, que nous examinerons lorsqu'il sera question des silicates. Le protoxide de plomb n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec les acides carbonique, sulfurique et phosphorique. On peut l'obtenir en calcinant au rouge le proto-nitrate ou le deutoxide ; mais pour les besoins des arts, on le prépare en calcinant le métal dans un fourneau à réverbère : le métal entre d'abord en fusion, bientôt sa surface se couvre d'une couche d'oxide qu'on enlève avec un ringard, et on répète cette opération jusqu'à ce que tout le plomb soit transformé en une masse solide grise ; ce premier résultat de la calcination est un mélange de plomb et d'oxide : pour séparer le métal non oxidé, on retire cette masse du feu en la laissant tomber sur le sol, on la refroidit en versant de l'eau dessus, on la triture et on l'agite dans l'eau ; le métal non oxidé gagne le premier la partie inférieure du vase, on décante et on laisse précipiter : on obtient ainsi de la litharge pure. Le produit de la calcination du plomb non lavé porte le nom de *Massicot*. Le protoxide de plomb est formé de 92,86 de métal et de 7,14 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène ; son poids est de 14.

Le protoxide de plomb a dans les arts des usages très-multipliés ; on l'emploie dans la fabrication du blanc de plomb (*céruse*), de l'acétate de plomb (*sel de saturne*), pour former les vernis sur les poteries ; en pharmacie, combiné avec les graisses, pour former l'emplâtre diapalme, l'onguent de la mère ; pour rendre les huiles siccatives, etc.

628. *Deutoxide*. Le deutoxide de plomb (*minium*) est d'un rouge-orangé très-brillant ; une température au-dessous du rouge-brun le transforme en oxigène et en protoxide. Le deutoxide n'existe dans la nature ni libre ni combiné. On l'obtient en plaçant du protoxide dans des caisses de fer-blanc larges et peu profondes, que l'on introduit dans un fourneau à réverbère chauffé presque au rouge, et dont on laisse diminuer lentement

la chaleur en le fermant; la litharge absorbe l'oxigène de l'air, et passe à l'état de deutoxide : l'opération dure 24 à 30 heures. Le deutoxide de plomb du commerce renferme toujours une certaine quantité de protoxide de plomb et d'oxide de cuivre ; lorsqu'on veut l'avoir parfaitement pur, il suffit de le faire digérer dans l'acide acétique : cet acide s'empare des deux derniers oxides. Le deutoxide de plomb est formé de 90,02 de métal et de 9,98 d'oxigène. Sa molécule est composée de deux molécules de métal et de trois d'oxigène ; son poids est de 29. Le deutoxide de plomb est employé dans la fabrication du cristal, et en peinture.

629. *Tritoxide.* Le tritoxide de plomb est d'un brun-puce ; soumis à l'action de la chaleur, il passe successivement à l'état de deutoxide et de protoxide; lorsqu'il est sec, il enflamme le soufre par la trituration, et donne naissance à de l'acide sulfureux et à un sulfure. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en traitant le deutoxide par un excès d'acide nitrique étendu d'eau, à la température de l'ébullition ; le deutoxide se divise en deux parties, l'une passe à l'état de protoxide, et se dissout dans l'acide, l'autre absorbe l'oxigène abandonné par la première, et passe à l'état de tritoxide ; on lave par décantation, et on fait sécher. Le tritoxide de plomb est composé de 86,67 de métal et de 13,33 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux molécules d'oxigène ; son poids est de 15. Cet oxide a été découvert par M. Proust ; il est sans usage.

§ VII.

Oxides du VIe Ordre.

630. Les oxides du 6e ordre appartiennent aux métaux qui sont oxidables dans l'air, mais dont les oxides sont réductibles par la chaleur. Ces oxides sont au nombre de 3 :

Le Protoxide } de Mercure.
Le Deutoxide }
L'oxide........ d'Osmium.

A. *Oxides de Mercure.*

631. ***Protoxide.*** Ce protoxide est noir; il n'existe point dans la nature. On l'obtient en agitant pendant long-temps du mercure dans l'air, ou en précipitant le proto-nitrate par une dissolution alcaline. Il est formé de 96 parties de métal et de 4 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 25. M. Guibourt le regarde comme un mélange de métal et de deutoxide, attendu que le précipité qu'on obtient en versant une dissolution alcaline dans le proto-nitrate, étant lavé, séché et comprimé, laisse apercevoir de petits globules de mercure, et que mis en contact avec l'acide hydrochlorique, il se forme une certaine quantité d'hydro-chlorate de deutoxide.

632. ***Deutoxide.*** Le deutoxide de mercure est orangé, et d'autant plus jaune qu'il est plus divisé. Il se décompose par la chaleur, et se transforme en métal et en oxigène; il est également décomposé par la plupart des corps combustibles. Cet oxide n'existe point dans la nature; on l'obtient par plusieurs procédés: 1° en mettant le mercure en contact avec l'air, à une température voisine de celle de l'ébullition, pendant plusieurs jours; l'oxide, ainsi obtenu, était désigné autrefois sous le nom de ***Précipité per se;*** 2° en décomposant l'hydro-chlorate ou le nitrate de deutoxide par un alcali; 3° en calcinant le nitrate de mercure jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide nitreux. L'oxide obtenu par ce dernier procédé, était désigné sous le nom de ***Précipité Rouge.*** Le deutoxide de mercure est souvent employé en médecine. On parvient facilement à l'analyser en oxidant un poids déterminé de mercure par le premier procédé. Le deutoxide de mercure renferme 92,32 de métal et 7,68 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux molécules d'oxigène; son poids est de 26.

B. *Oxide d'Osmium.*

633. L'oxide d'osmium est blanc; son odeur est analogue à celle du chlore. Il est fusible, volatil, très-soluble dans l'eau et très-caustique; il est décomposable

par la chaleur et par un grand nombre de corps combustibles. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en introduisant dans une cornue que l'on chauffe au rouge-brun, un mélange d'osmium et de salpêtre; l'oxide se volatilise, se condense dans le col de la cornue en un liquide oléagineux qui, par le refroidissement, se prend en une masse solide translucide. L'oxide d'osmium est plutôt un acide qu'un oxide, car il ne se combine que difficilement avec les acides, tandis qu'il a une grande affinité pour les alcalis.

§ VIII.

Oxides du VIIe Ordre.

634. Les oxides du 7e ordre sont tous réductibles par la chaleur, et leurs bases métalliques ne sont oxidables dans l'air à aucune température. Ils sont au nombre de 11, savoir:

L'oxide	d'Argent.	Le Protoxide	de Rhodium.
L'oxide	de Palladium.	Le Deutoxide	de Rhodium.
Le Protoxide	de Platine.	Le Tritoxide	de Rhodium.
Le Deutoxide	de Platine.	Le Protoxide	d'Iridium.
Le Protoxide	d'Or.	Le Deutoxide	d'Iridium.
Le Deutoxide	d'Or.		

A. *Oxide d'Argent.*

635. L'oxide d'argent est d'un vert-olive foncé; il est décomposé par la chaleur, par un courant galvanique et par un grand nombre de corps combustibles. L'oxide d'argent n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec le sulfure d'antimoine, dans l'*argent rouge*. Cet oxide s'obtient en décomposant le nitrate d'argent par un alcali, recueillant le précipité sur un filtre, lavant à grande eau, et faisant sécher. On détermine facilement la composition de l'oxide d'argent en décomposant un poids déterminé d'oxide par la chaleur. On a trouvé ainsi, que l'oxide d'argent était composé de 6,77 d'oxigène et de 93,23 de métal. Sa mo-

lécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 14,75. Cet oxide est sans usage.

B. *Oxide de Palladium.*

636. L'oxide de palladium est noir lorsqu'il est anhydre, et rouge-brun à l'état d'hydrate; la chaleur, un courant galvanique et un grand nombre de corps combustibles jouissent de la propriété de le décomposer. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en décomposant à chaud l'hydro-chlorate de palladium par la potasse. On analyse l'oxide de palladium comme celui d'argent. Il est formé de 12,50 d'oxigène et de 87,50 de métal. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 8.

C. *Oxides d'Or.*

637. *Protoxide d'Or.* Le protoxide d'or est verdâtre; il se transforme en peu de temps en or et en deutoxide; il est très-facilement décomposé par la chaleur, par un courant galvanique et par tous les corps qui sont combustibles directement. Il n'existe jamais dans la nature, même à l'état de combinaison. On l'obtient en faisant chauffer le chlorure d'or jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlore, dissolvant dans l'eau, versant de la potasse, recueillant le précipité sur un filtre, et faisant sécher à une douce chaleur. Le protoxide d'or est sans usage. On parvient facilement à déterminer la proportion de ses principes en le décomposant par la chaleur. Il paraît formé de 96,12 de métal et de 3,88 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 25,875.

638. *Deutoxide.* Le deutoxide d'or est d'un jaune-rougeâtre à l'état d'hydrate, et brun lorsqu'il est parfaitement sec; il est aussi facilement décomposable que le protoxide. Il n'existe point dans la nature. On l'obtient en faisant chauffer l'hydro-chlorate d'or avec un excès de magnésie : le précipité lavé est une combinaison de magnésie et de deutoxide d'or; on le met en contact avec de l'acide nitrique faible, qui dissout à l'instant la magnésie et laisse le deutoxide parfaitement pur; on l'analyse

comme le protoxide. Le deutoxide d'or est composé de 89,23 de métal et de 11,77 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de trois molécules d'oxigêne; son poids est de 27,875.

D. *Oxides de Platine.*

639. *Protoxide.* D'après M. Berzélius, le protoxide de platine se forme lorsque l'on calcine l'hydro-chlorate de deutoxide de platine jusqu'à ce qu'il cesse de se dégager du chlore. D'après M. Cooper, on peut l'obtenir en versant dans une dissolution d'hydro-chlorate de platine, chaude et étendue d'eau, une dissolution neutre de mercure: il se forme un précipité, qui est un mélange du protoxide de platine et de proto-chlorure de mercure; on chauffe de manière à volatiliser ce dernier; on obtient ainsi une poudre d'un noir foncé, qui est le protoxide de platine pur. Il se décompose par la chaleur, excepté lorsqu'il est mêlé avec une substance qui se vitrifie. Il est composé de 95,77 de métal et de 4,23 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 23,625.

640. *Deutoxide.* Le deutoxide de platine est noir, facilement réductible par la chaleur, par un courant galvanique et par la plupart des corps combustibles; on l'obtient en évaporant à siccité l'hydro-chlorate de platine; dissolvant dans l'eau et traitant cette dissolution chaude par la potasse, recueillant le précipité et lavant un grand nombre de fois. La moyenne des analyses qui ont été faites, indique que le deutoxide renferme 3 fois plus d'oxigène que le protoxide.

E. *Oxides de Rhodium.*

641. *Protoxide.* Le protoxide de rhodium est noir, terne; on l'obtient en calcinant au rouge, dans des vases ouverts, le métal réduit en poudre; chauffé avec du suif ou du sucre, il se décompose avec détonation. Il ne se combine point avec les acides. Il est formé de 93,75 de métal et de 6,25 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids est de 16.

642. *Deutoxide.* Le deutoxide de rhodium est brun-puce; s'obtient en calcinant le rhodium en poudre avec de la potasse caustique et du nitrate de potasse; on sépare l'excès de potasse par des lavages, et on obtient une matière solide composée de deutoxide de rhodium et de potasse; on enlève cette dernière par l'acide sulfurique étendu. Le deutoxide de rhodium se combine facilement avec les alcalis, et très-difficilement avec les acides. Il est composé de 88,24 de métal et de 11,76

d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de deux molécules d'oxigène ; son poids est de 17.

643. *Tritoxide*. Le tritoxide de rhodium s'obtient en précipitant par la potasse, l'hydro-chlorate de rhodium et de soude ; il se forme un précipité rouge, composé de tritoxide et d'eau : cette dernière se dégage par la dessiccation. Cet oxide est formé de 83,34 de métal et de 16,66 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et de 3 molécules d'oxigène ; son poids est de 18.

F. *Oxides d'Iridium.*

644. Comme l'iridium est inattaquable par les acides, qu'on ne parvient à l'oxider qu'en le calcinant avec la soude, la potasse ou les nitrates de ces bases, et que jusqu'ici il a été impossible de séparer l'oxide d'iridium de ces alcalis, on ne connaît aucune de ses propriétés.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE III.

Oxides Métalliques.

Propriétés générales.

PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.

Tous les oxides sont solides, ternes, fragiles; un seul est odorant, c'est celui d'osmium; tous sont insipides, excepté ceux du 2e ordre, le deutoxide d'arsenic et l'oxide d'osmium.

Les oxides du 1er ordre sont infusibles et irréductibles par la chaleur; ceux des 6e et 7e ordres se réduisent facilement. Parmi ceux des 2e, 3e, 4e et 5e ordre, il en est plusieurs que la chaleur fait passer à un moindre degré d'oxigénation, et un grand nombre qui sont fusibles.

La lumière ne décompose aucun oxide métallique; un courant galvanique les décompose tous, excepté ceux du 1er ordre; deux seuls sont magnétiques, ce sont les protoxide et deutoxide de fer.

ÉTAT NATUREL.

On ne trouve libre dans la nature que l'alumine, le peroxide de manganèse, le deutoxide d'étain, les deutoxide et tritoxide de fer, le deutoxide d'arsenic, les oxides de chrôme, d'urane, de titane et le protoxide de cuivre; la plupart des autres existent combinés entre eux ou à l'état de sels.

PRÉPARATION.

1° En calcinant le métal dans l'air.
2° En faisant passer un courant d'oxigène sur le métal chauffé au rouge.
3° En précipitant par un alcali une dissolution saline renfermant l'oxide.
4° En calcinant un carbonate.
5° En calcinant un nitrate.
6° En traitant le métal par l'acide nitrique.
7° En traitant un oxide par l'eau oxigénée.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES. — *Action des Corps simples non métalliques.*

Oxigène. Aucun oxide sec n'absorbe l'oxigène de l'air; mais à l'état d'hydrate, un grand nombre d'entre eux passent à un plus haut degré d'oxigénation, et absorbent en même temps une certaine quantité d'acide carbonique.

Hydrogène. Ce corps est sans action sur les oxides du 1er ordre; il ramène à l'état de protoxide tous les deutoxides du 2e ordre, et réduit tous les autres.

Chlore. Le chlore sec réduit la magnésie et tous les oxides des 6 ordres suivans; humide, il forme des chlorures d'oxides; et avec la potasse, un hydro-chlorate et un chlorate.

Azote. Ce corps est sans action sur les oxides métalliques.

Phosphore. Le phosphore est sans action sur les oxides du 1er ordre; il se combine avec les protoxides du 2e ordre; forme des proto-phosphates et des oxides phosphorés avec les deutoxides du 2e ordre, et décompose tous les autres oxides. Par l'intermède de l'eau, le phosphore n'agit que sur les oxides très-faciles à réduire, et sur les oxides alcalins; avec les premiers, il se forme de l'acide phosphorique et un phosphure; avec les derniers, des phosphates et des hypo-phosphites.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

Action des Corps simples non métalliques.

- *Soufre.* — Ce corps décompose tous les oxides, excepté ceux du 1er ordre ; avec les oxides alcalins, il forme des sulfates et des sulfures métalliques; avec les autres, de l'acide sulfureux et des sulfures métalliques. Par l'intermède de l'eau, le soufre n'agit que sur les oxides alcalins; il se forme par la décomposition de l'eao, un hydro-sulfate et nu hypo-sulfite.
- *Iode.* — L'iode n'agit que sur la chaux, la barite, la strontiane, la potasse, la soude et les oxides de bismuth, de plomb, d'étain et de cuivre; il se combine avec les trois premiers, décompose les suivans en formant des iodures métalliques. L'iode mis en contact avec les oxides alcalins et l'eau, forme des iodates et des hydriodates; avec l'oxides de mercure et ceux du 7e ordre, il forme des iodates et des iodures.
- *Sélénium.* — Le sélénium se combine avec la plupart des oxides métalliques, principalement avec ceux qui sont au 1er degré d'oxigénation.
- *Bore.* — On ne connaît point l'action de ce corps sur les oxides métalliques.
- *Carbone.* — Le carbone est sans action sur les oxides du 1er ordre ; il fait passer à l'état de protoxide tous les deutoxides du 2e ordre, et rédoit tous les autres.

Action des Oxides non métalliques.

- *Eau.* — L'eau dissout la potasse, la soude, la barite, la strontiane, la chaux, la lithine, le deutoxide d'arsenic et l'oxide d'osmium. Elle se combine avec presque tous, et forme des composés solides, connus sous le nom d'*Hydrates*. 3 oxides décomposent l'eau, ce sont les protoxides de manganèse, de fer et d'étain. 5 peuvent être décomposés par l'eau, ce sont les deutoxides du 2e ordre.
- *Oxides de Chlore.* — Ils agissent comme si le chlore et l'oxigène étaient isolés.
- *Oxides d'Azote.* — Le protoxide d'azote n'est décomposé que par les protoxides de fer et de manganèse ; il en décompose un grand nombre ; il se combine avec les protoxides de potassium et de sodium.
  Le deutoxide d'azote décompose tous les oxides métalliques qui sont faciles à réduire; il est décomposé par tous les protoxides qui ont une grande affinité pour l'oxigène.
- On ne sait rien de positif sur les oxides de phosphore et de sélénium.
- *Oxide de Carbone.* — Il décompose tous les oxides métalliques qui, étant réductibles par le charbon, donnent naissance à de l'acide carbonique.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.

- *Action des Corps combustibles composés non acides.*
  - *Ammoniaque.*
    - Le gaz ammoniac décompose, à l'aide de la chaleur, tous les oxides réductibles par l'hydrogène.
    - L'Ammoniaque dissout
      - l'Oxide de Zinc.
      - l'Oxide de Cadmium.
      - le Deutoxide d'Arsenic.
      - le Protoxide de Cuivre.
      - le deutoxide de Cuivre.
      - l'Oxide d'Argent.
      - les Oxides d'Antimoine.
      - l'Oxide de Tellure.
      - l'Oxide de Nickel.
      - l'Oxide de Cobalt.
      - le Protoxide de Fer.
      - le Deutoxide d'Etain.
      - le Deutoxide de Mercure.
      - le Deutoxide d'Or.
      - le Deutoxide de Plomb.
    - Les 6 premiers sont très-solubles ; les 4 suivans le sont moins, et les derniers ne s'y dissolvent qu'en très-petite quantité. Tous ces ammoniures se décomposent par la chaleur. Il y en a 7 que l'on peut obtenir à l'état solide, ce sont ceux d'arsenic, de cuivre, d'antimoine, de mercure, d'or, de platine et d'argent ; les 4 derniers fulminent par le choc ou le frottement.
  - On ne sait rien de positif sur l'action des autres composés.
- *Action des acides.*
  - Un grand nombre de peroxides, mis en contact avec les acides, laissent dégager de l'oxigène, et se combinent ensuite avec les acides.
  - Plusieurs oxides cèdent une partie de leur oxigène à l'acide, et se combinent ensuite avec lui.
  - Plusieurs oxides peuvent être complétement réduits par les acides.
  - D'autres sont suroxigénés par certains acides.
  - Il en est plusieurs qui sont sans action sur les acides.
  - Tous les autres se combinent avec eux, et forment des sels.
- *Action des métaux.*
  - Il y a des métaux qui décomposent complétement certains oxides en s'emparant de la totalité de leur oxigène ; d'autres ne les décomposent qu'en partie, et donnent naissance à une combinaison d'oxides ; enfin, il en est qui sont sans action ; en général, chaque métal décompose les oxides des métaux des ordres suivans.
- On ne sait rien de général sur l'action des composés combustibles métalliques.
- *Action réciproque des oxides.*
  - Un grand nombre d'oxides se combinent entre eux ; il en est qui en décomposent complétement plusieurs autres ; enfin, il en est qui sont sans action. Comme ces phénomènes dépendent non-seulement de l'affinité de chaque métal pour l'oxigène, mais encore du degré d'oxigénation des oxides et de la température à laquelle on les soumet, on ne peut rien établir de général.

COMPOSITION.	Un métal ne donne jamais naissance à plus de 4 oxides ; ils sont composés d'une manière constante : le deutoxide contient toujours une fois et demie ou deux fois autant d'oxigène que le protoxide.
USAGES.	Les oxides dont on fait usage sont les suivans : L'Alumine. La Magnésie. La Chaux. La Soude. La Potasse. Le Peroxide de Manganèse. L'Oxide de Zinc. Le Deutoxide de Fer. Le Tritoxide de Fer. Le Deutoxide d'Étain. Le Deutoxide d'Arsenic. L'Oxide de Chrôme. Les Oxides d'Antimoine. Le Protoxide de Plomb. Le Deutoxide de Plomb. L'Oxide de Cobalt. Le Deutoxide de Mercure. L'Oxide d'Or.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES OXIDES.

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION (1). +	—	Composition et poids de la molécule.	USAGES.
			Ier ORDRE. *Oxides irréductibles, ou Terres.*					
Zircone.	Blanche, sans odeur ni saveur. P. S. 4,3.	Dans le zircon.	On calcine le zircon avec la potasse; on lave; on dissout dans l'acide hydro-chlorique; on précipite par l'ammoniaque, et on traite par l'acide oxalique.	Chauffée à l'état d'hydrate, elle noircit, et devient incandescente; elle est insoluble.	82,21	17,79	$+\ \dot{-}$ 5,61	Sans usage.
Alumine.	Blanche, douce, faisant pâte avec l'eau. P. S. 2.	Dans le corindon, l'émeri, le disthène, les argiles, etc.	En traitant l'alun par l'ammoniaque, ou en calcinant celui qui est à base d'ammoniaque.	Se combine facilement avec l'eau, mais ne s'y dissout point; par la calcination elle devient insoluble dans les acides.	53,27	46,73	$\dot{+}\ \dot{-}$ 2,125	Dans la fabrication de l'alun, de la crême de tartre, pour fixer les matières colorantes sur les tissus; dans la fabrication des poteries.
Yttria.	Blanche.	Dans la gadolinite, l'yttro-tantalite, l'yttro-cérite.	On traite la gadolinite par l'acide nitrique, on filtre; on évapore à siccité; on filtre; on traite par le carbonate d'ammoniaque; on fait bouillir, on recueille le précipité, on dissout dans l'acide nitrique; on évapore l'excès d'acide; on ajoute de l'eau et des cristaux de sulfate de potasse.	Elle absorbe l'acide carbonique de l'air, et le laisse dégager à une température élevée.	80,10	9,90	$\dot{+}\ \dot{-}$ 5	Sans usage.
Thorine.	Blanche, insipide.	Dans quelques gadolinites et dans le fluate de cérium et d'yttria.	On traite la gadolinite de Finbo par l'eau régale; on sature l'excès d'acide par l'ammoniaque; on précipite le fer par le succinate d'ammoniaque, le cérium par le sulfate de potasse, et la thorine par l'eau bouillante.	Elle absorbe l'acide carbonique de l'air, mais elle le laisse dégager à une température élevée; calcinée fortement, elle ne se dissout que dans les acides concentrés et bouillans.	.....	.....	....	Sans usage.

(1) *Nous désignerons le métal par le signe* + *et l'oxigène par le signe* —, *attendu que tous* [illegible] *positivement, et que l'oxigène est toujours au contraire à l'état électrique négatif. Dans la composition de la molécule le nombre des points placés au-dessus de ces signes indiquent le nombre des molécules élémentaires qui constituent la molécule composée. Les mots Protoxide, Deutoxide et Tritoxide sont désignés par les initiales P. D. T.*

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ETAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION. +	—	Composition et poids de la molécule.	USAGES.
Glucine.	Blanche, insipide. P. S. 2,967.	Émeraude, aigue-marine, euclase.	On calcine l'émeraude avec la potasse caustique; on traite par l'eau bouillante; le résidu, par l'acide hydro-chlorique; on précipite le fer et la chaux par le sous-carbonate d'ammoniaque; on évapore à siccité, et on calcine.	Elle absorbe l'acide carbonique, et le laisse dégager à une haute température; ses sels sont sucrés.	69,24	30,76	+ — 3,25	Sans usage.
Magnésie.	Blanche, douce au toucher. P. S. 2,3.	Se trouve à l'état de carbonate, d'hydro-chlorate, de sulfate, et combinée avec la silice dans un grand nombre de pierres.	En précipitant le sulfate de magnésie par le sous-carbonate de potasse, et décomposant par la chaleur le sous-carbonate de magnésie.	Elle est insoluble, forme un hydrate, qui renferme 0,45 d'eau.	60	40	+ — 2,50	Employée en médecine.

IIᵉ ORDRE.

Oxides alcalins, solubles dans l'eau, verdissant le sirop de violette, ramenant à leur teinte primitive les couleurs bleues rougies par les acides.

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ETAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	+	—	Composition et poids de la molécule.	USAGES.
Chaux.	Blanche, très-caustique.	Ne se trouve qu'à l'état de combinaison avec les acides carbonique, sulfurique, fluorique, phosphorique et tungstique.	Calcination du carbonate naturel.	Elle attire l'eau et l'acide carbonique de l'air; l'eau à 15° en dissout 1/770, et moins à une plus haute température. L'hydrate contient 0,25 d'eau. Se combine avec le phosphore, le soufre, l'iode et le sélénium, et à l'état d'hydrate avec le chlore. La chaux anhydre est décomposée par le soufre et le chlore à la chaleur rouge.	71,91	28,09	+ — 3,50	Employée dans les mortiers; pour rendre caustiques la soude et la potasse; pour extraire l'ammoniaque, etc.
D. de Calcium.	....	....	Par l'eau oxigénée.	Se décompose par la chaleur et les acides.	.....	.....	+ — 4,50	Sans usage.
Strontiane.	Blanc-gris. P. S. 4.	N'existe qu'à l'état de sous-carbonate et de sulfate.	Calcination du nitrate.	Mêmes propriétés que la chaux, seulement elle est plus soluble; à 15° l'eau en dissout 1/40.	84,55	15,45	+ — 6,50	Sans usage.
D. de Strontium.	....	....	Par l'eau oxigénée.	Se décompose à la température ordinaire.				

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION.			USAGES.
					+	−	Composition et poids de la molécule.	
Baryte.	Blanc-gris, à l'état d'hydrate, blanche et fusible.	Combinée avec les acides carbonique et sulfurique.	Calcination du nitrate.	Mêmes propriétés que la chaux, elle est 2 fois plus soluble que la strontiane.	89,75	10,25	+ − 9,75	Employée comme réactif.
D. de Barium.	Gris-blanc, décomposé par la chaleur.	0	En faisant passer un courant d'oxigène sur le protoxide incandescent.	Il est décomposé par tous les corps qui ont une grande affinité pour l'oxigène.	60,15	39,85	+ − 3,15	Employé pour faire l'eau oxigénée.
Lithine.	Blanche, très-caustique.	Pétalite, triphane, tourmaline, rubellite.	On calcine la pierre avec le carbonate de baryte, on traite par l'acide hydro-chlorique; on évapore à siccité; on dissout dans l'eau; on filtre; on verse de l'acide sulfurique, puis du sous-carbonate d'ammoniaque; on calcine, on dissout dans l'eau, et on verse de l'eau de baryte.	Elle est plus soluble que la baryte, elle attaque la silice et le platine avec une grande facilité.	56	44	+ − 2,15	Sans usage.
Potasse.	Blanche, très-caustique, fusible.	N'existe qu'à l'état de sel combiné avec les acides carbonique, acétique, sulfurique, hydrochlorique, tartrique, nitrique et silicique.	La potasse anhydre s'obtient en brûlant des lames de métal dans l'air, à la température ordinaire. L'hydrate s'obtient en traitant le sous-carbonate par la chaux et l'alcool.	Elle attire l'humidité et l'acide carbonique de l'air; elle absorbe l'oxigène à une haute température, et passe à l'état de deutoxide. Le chlore, l'iode et le sélénium la décomposent, elle se combine avec le phosphore et le soufre, l'hydrate calciné renferme 0,25 d'eau. La potasse dissout un grand nombre d'oxides métalliques.	83,33	16,66	+ − 6	L'hydrate est employé dans la fabrication des savons mous, de l'alun, du salpêtre, du verre, etc.
D. de Potassium.	Jaune-verdâtre.	0	En chauffant le protoxide anhydre dans l'oxigène.	Décomposé par l'eau et tous les acides.	62,50	37,50	+ − 8	Sans usage.
Soude.	Blanche, fusible.	N'existe qu'à l'état de sel, hydro-chlorate, sulfate.	S'obtient comme la potasse.	Mêmes propriétés que la potasse.	75	25	+ − 4	Savons durs, Borax, Verre, etc.

IIIe ORDRE.

Oxides irréductibles par la chaleur; leurs bases décomposent l'eau à la chaleur rouge.

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION. +	—	Composition et poids de la molécule.	USAGES
Peroxide de Manganèse	Noir, décomposé par la chaleur.	Très-répandu.	Ne s'obtient point directement.	Décomposé par tous les corps combustibles. Se combine avec la potasse et l'oxigène (caméléon.)	64,01	35,99	$\dot{+}\ \ddot{-}$ 5,5	Fabrication du chlore; Verreries.
Trioxide.	Brun-noir.	o	Calcination du nitrate en vase clos.	Au rouge naissant, il absorbe l'oxigène.	70,34	29,66	$\ddot{+}\ \dddot{-}$ 10	Sans usage.
Deutoxide.	Brun-rouge.	o	Calcination du peroxide.	Humide, il absorbe l'oxigène de l'air.	72,75	27,25	$\dddot{+}\ \ddddot{-}$ 14,5	Sans usage.
Protoxide.	Blanc à l'état d'hydrate.	o	Précipitation du protosulfate par un alcali.	Humide, il absorbe l'oxigène de l'air.	78	22	$\dot{+}\ \dot{-}$ 4,3	Sans usage.
P. de Zinc, (Fleurs de Zinc.)	Blanc.	Combiné avec la silice, la chaux, l'alumine et le fer, (calamine.)	En brûlant le zinc dans l'air.	Soluble dans la potasse. Se combine avec les acides.	79,49	20,51	$\dot{+}\ \dot{-}$ 5,125	En pharmacie; pour extraire le métal.
D. de Zinc.	Blanc.	o	Par l'eau oxigénée.	Décomposé par la chaleur et les acides.	.....	.....	....	Sans usage.
P. de Fer.	Blanc à l'état d'hydrate.	Combiné avec l'acide carbonique.	Précipitation du protosulfate par un alcali.	Absorbe l'oxigène de l'air à la température ordinaire.	79	21	$\dot{+}\ \dot{-}$ 4,5	Sans usage.
D. de Fer.	Noir, fusible, magnétique.	Cristallise en octaèdre. Très-répandu.	Décomposition de l'eau par le fer incandescent.	A l'état d'hydrate, il absorbe l'oxigène de l'air.	72	28	$\overset{5}{+}\ \overset{7}{-}$ 14,5	En pharmacie; pour extraire le métal.
T. de Fer, (Colcothar.)	Rouge, fusible, non magnétique.	Très-répandu. Souvent cristallisé. Fer oligiste. Hématite. Fer oxidé brun, rouge.	1° Calcination du fer; 2° Décomposition des sels de protoxide. 3° Calcination des sulfate et nitrate.	A l'état d'hydrate, absorbe l'acide carbonique. Se combine difficilement avec les acides.	70	30	$\ddot{+}\ \dddot{-}$ 10	Pour extraire le métal, polir les glaces, les métaux.

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION +	COMPOSITION −	Composition et poids de la molécule	USAGES.
P. d'Étain.	Hydrate, blanc : anhydre, gris.	O	Décomposition de l'hydro-chlorate de protoxide par l'ammoniaque.	Il brûle comme de l'amadou à une température élevée.	88	12	$\dot{+}\,\dot{-}$ 8,37	Sans usage.
D. d'Étain.	Blanc, fusible.	Combiné avec la silice et le fer.	1° En brûlant l'étain dans l'air ; 2° En traitant le métal par l'acide nitrique.	Ne se combine que difficilement avec les acides.	78,5	21,5	$\dot{+}\,\ddot{-}$ 9,37	Combiné avec l'oxide de plomb pour polir, (potée d'étain.)
Oxide de Cadmium.	Hydrate, blanc : anhydre, brun	Sous-carbonate.	Calcination du métal, du carbonate, du nitrate, ou décomposition des sels solubles par les alcalis.	Se réduit très-difficilement.	87,45	12,5	....	Sans usage.

IVe ORDRE.

Oxides dont les métaux sont acidifiables.

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	+	−	Composition et poids de la molécule	USAGES.
P. d'Arsenic.	Noir, vénéneux.	A la surface de l'arsenic natif.	Exposition de l'arsenic à l'air.	Ne se combine pas avec les acides.	92,5	7,5	....	Sans usage.
D. d'Arsenic, (Acide Arsenieux.)	Blanc, vénéneux, volatil, odeur d'ail.	Existe en petite quantité.	Calcination du métal dans des vases clos pleins d'air.	Joue plutôt le rôle d'acide que celui d'oxide.	70	30	$\dot{+}\,\ddot{-}$ 6,75	Vert de Schéele ; en Pharmacie ; dans les Verreries.
P. de Molybdène.	Brun cuivreux.	O	Calcination du molybdate d'ammoniaque et du charbon.	Ne se combine point avec les acides.	.....	.....	....	Sans usage.
D. de Molybdène, (Acide Molybdeux.)	Bleu.	O	Trituration du métal et de l'acide dans l'eau.	Absorbe l'oxigène. Ne se combine point avec les acides.	75	25	$\dot{+}\,\ddot{-}$ 8	Sans usage.
P. de Chrôme.	Vert, inaltérable par la chaleur.	En petite quantité avec le chromate de plomb.	Calcination du chromate de mercure.	Difficilement soluble dans les acides.	70	30	$\dot{+}\,\dddot{-}$ 10	Peinture sur émail ; Verres colorés.
D. de Chrôme.	Brun.	O	Calcination du nitrate.	Insoluble dans les acides.	64	36	$\dot{+}\,\ddddot{-}$ 11	Sans usage.
Oxide de Tungstène.	Brun-noir.	O	Décomposition de l'acide par l'hydrogène.	Insoluble dans les acides.	85	15	$\dot{+}\,\ddot{-}$ 14	—

Ve ORDRE.

Oxides irréductibles par la chaleur; leurs bases métalliques ne décomposent point l'eau, et ne sont point acidifiables.

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION. +	−	Composition et poids de la molécule.	USAGES.
P. d'Antimoine.	Blanc ou blanc-grisâtre; fusible et volatil.	0	Calcination du métal; décomposition du proto-chlorure par l'eau et la potasse.	Se combine avec le sulfure d'antimoine.	85	15	$\dot{+}\ \dot{-}$ 6,625	En pharmacie, (fleurs d'antimoine.)
D. d'Antimoine, (Acide Antimonieux.)	Blanc.	En petite quantité à la surface du sulfure.	Métal et acide nitrique.	Ne se combine pas avec les acides.	80	20	$\ddot{+}\ \dddot{-}$ 14,25	Sans usage.
T. d'Antimoine, (Acide Antimonique.)	Jaunâtre; la chaleur le fait passer à l'état de deutoxide.	0	1° Calcination du métal et du deutoxide de mercure; 2° calcination du métal avec le nitre.	Ne se combine pas avec les acides.	73	27	$\dot{+}\ \dddot{-}$ 7,625	Sans usage.
P. d'Urane.	Gris-noir, presque infusible.	En Saxe et en Bohême.	Calcination du métal ou du deutoxide.	....	94	6	$\dot{+}\ \dot{-}$ 16,625	Sans usage.
D. d'Urane.	Jaune-citron.	Existe en lames brillantes près de Limoges, etc.	Décomposition de deutonitrate par un alcali.	Par la chaleur, il passe à l'état de protoxide.	91,25	8,75	$\ddot{+}\ \dddot{-}$ 34,23	Sans usage.
P. de Cérium.	Blanc, difficile à fondre.	0	Décomposition de l'hydro-chlorate de protoxide par un alcali.	A une haute température, il absorbe l'oxigène de l'air.	84,33	15,66	$\dot{+}\ \dot{-}$ 6,75	Sans usage.
D. de Cérium.	Brun-rouge.	Dans la cérite.	Décomposition d'un sel soluble de deutoxide par un alcali.	....	79,3	20,7	$\ddot{+}\ \dddot{-}$ 24,5	Sans usage.
P. de Cobalt.	Hydrate, bleu: anhydre, gris.	A l'état d'arseniate.	Hydro-chlorate de protoxide et alcali.	Humide, il passe à l'état de deutoxide, à la température ordinaire; sec, à la chaleur rouge.	76,50	23,50	$\dot{+}\ \dot{-}$ 4,25	Coloration du verre et des émaux.
D. de Cobalt.	Noir; passe à l'état de protoxide à une haute température.	Existe en petite quantité en Saxe.	Calcination du protoxide dans l'air.	....	68,43	31,57	$\ddot{+}\ \dddot{-}$ 9,50	

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION.			USAGES.
					+	—	Composition et poids de la molécule.	
Oxide de Titane.	Blanc.	Existe dans la nature, assez impur, dans les environs de Limoges, etc.	Calcination de l'oxide naturel avec la potasse. Lavage. Acide hydro-chlorique. Acide oxalique. Alcali.	....	.....	.....	....	Sans usage.
Oxide de Bismuth.	Blanc-jaunâtre.	En efflorescence sur le bismuth natif.	Calcination du métal. Décomposition du nitrate par l'eau et la potasse.	....	90	10	$\dot{+}\,\dot{-}$ 9,875	Sans usage.
P. de Cuivre.	Hydrate, jaune-orangé: sec, rouge, fusible.	En cristaux, en filamens, en masses.	Décomposition de l'hydro-chlorate acide de protoxide par la potasse.	Absorbe l'oxigène de l'air, et passe à l'état de deutoxide.	89	11	$\dot{+}\,\dot{-}$ 9	Sans usage.
D. de Cuivre.	Hydrate, bleu: anhydre, noir.	N'existe qu'à l'état de sel.	Décomposition du deuto-sulfate par la potasse.	Se combine avec la chaux. (Cendres bleues.)	80	20	$\dot{+}\,\ddot{-}$ 10	Analyse des substances végétales.
T. de Cuivre.	Brun-jaunâtre.	o	Eau oxigénée.	....	.....	.....	....	Sans usage.
Oxide de Tellure.	Blanc, très-fusible.	o	Calcination du métal ou décomposition d'un sel par un alcali.	....	80	20	$\dot{+}\,\dot{-}$ 5	Sans usage.
P. de Nickel.	Hydrate, vert: sec, brun.	A la surface du nickel arsenical.	Proto-nitrate et alcali.	....	77	23	$\dot{+}\,\dot{-}$ 4,25	Sans usage.
D. de Nickel.	Blanc-verdâtre.	o	Eau oxigénée.	Se décompose spontanément.	.....	.....	....	Sans usage.
P. de Plomb, (Litharge.)	Jaune-rougeâtre, fusible.	Carbonate. Sulfate. Phosphate.	Calcination du métal.	Au-dessous de la chaleur rouge, il passe à l'état de deutoxide; il attaque facilement la silice.	91,86	7,14	$\dot{+}\,\dot{-}$ 14	Céruse; Vernis des poteries, Onguent.
D. de Plomb, (Minium.)	Rouge-orangé.	o	Calcination de la litharge.	Ne se combine pas avec les acides.	90,02	9,98	$\dot{+}\,\dddot{-}$ 29	Cristal.
T. de Plomb.	Brun-puce, décomposé par la chaleur.	o	Deutoxide et acide nitrique.	Ne se combine pas avec les acides.	86,67	13,33	$\dot{+}\,\ddot{-}$ 15	Sans usage.

NOMS DES OXIDES.	PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	ÉTAT NATUREL.	PRÉPARATION.	PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	COMPOSITION. +	−	Composition et poids de la molécule.	USAGES.
VIe ORDRE. *Oxides qui se forment et se décomposent par la chaleur.*								
P. de Mercure.	Noir.	o	Agitation du métal dans l'air.	Se décompose par la pression en métal et deutoxide.	96	4	$\dot{+}\ \dot{-}$ 25	Sans usage.
D. de Mercure.	Orangé.	o	Calcination du nitrate.	....	92,32	7,68	$\dot{+}\ \dot{-}$ 26	En Médecine.
Oxide d'Osmium.	Blanc, odeur de chlore.	o	Distillation du métal et du salpêtre.	Très-soluble dans l'eau. Se combine avec les alcalis.				
VIIe ORDRE. *Oxides qui sont réductibles, mais ne peuvent pas être formés par la chaleur.*								
Oxide d'Argent.	Vert-olive foncé.	Combiné avec le sulfure d'antimoine.	Nitrate d'argent et alcali.	....	93,23	6,77	$\dot{+}\ \dot{-}$ 14,75	Sans usage.
Oxide de Palladium.	Hydrate, brun-rouge: anhydre, noir.	o	Hydro-chlorate et alcali.	....	87,50	12,50	$\dot{+}\ \dot{-}$ 8	Sans usage.
P. d'Or.	Verdâtre.	o	Proto-chlorure et potasse.	Se décompose spontanément en métal et deutoxide.	96,12	3,88	$\dot{+}\ \dot{-}$ 25,875	Sans usage.
D. d'Or.	Hydrate, orangé: anhydre, brun.	o	Hydro-chlorate d'or et magnésie. Précipité et acide nitrique.	....	89,23	11,77	$\dot{+}\ \dddot{-}$ 27,875	Sans usage.
P. de Platine.	Noir.	o	Hydro-chlorate et sel neutre de mercure. Calcination du précipité.	....	95,77	4,23	$\dot{+}\ \dot{-}$ 23,625	Sans usage.
D. de Platine.	Noir.	o	Hydro-chlorate neutre et potasse. 100°.	....	.....	.....	....	Sans usage.
P. de Rhodium.	Noir.	o	Calcination du métal.	Chauffé avec le soufre, il détone.	93,75	6,25	$\dot{+}\ \dot{-}$ 16	Sans usage.
D. de Rhodium.	Brun-puce.	o	Calcination du métal avec la potasse et le nitre. Acide sulfurique.	Se combine facilement avec les alcalis.	88,24	11,76	$\dot{+}\ \ddot{-}$ 18	Sans usage.
Oxide d'Iridium.	Jusqu'ici il n'a point été possible de l'isoler.							

CHAPITRE IV.

Acides Métalliques.

645. Les acides métalliques sont au nombre de 5, savoir :

L'Acide Arsenique.	L'Acide Tungstique.
— Molybdique.	— Colombique.
— Chromique.	

On devrait peut-être y ajouter le deutoxide d'arsenic, les deutoxide et tritoxide d'antimoine, et plusieurs autres oxides qui ne se combinent point avec les acides, et dont les propriétés sont bien plus voisines de celles de ces derniers corps que de celles des oxides sallifiables.

A. *Acide Arsenique.*

646. L'acide arsenique est blanc, solide, déliquescent, très-caustique; c'est un poison très-violent ; il est fusible, décomposable à la chaleur rouge en oxigène et deutoxide qui se volatilise ; il est facilement décomposé par un courant galvanique.

647. L'acide arsenique n'existe dans la nature qu'en combinaison avec les oxides de cobalt, de nickel, de cuivre et de fer. On le prépare en traitant le deutoxide d'arsenic par un excès d'acide nitrique, et faisant évaporer jusqu'à siccité ; on facilite l'acidification de l'oxide d'arsenic, en ajoutant à l'acide nitrique une certaine quantité d'acide hydro-chlorique, parce que ce dernier dissolvant facilement l'oxide, il le présente plus divisé à l'acide nitrique.

648. L'acide arsenique est déliquescent, et, par conséquent, très-soluble dans l'eau; il agit sur les corps combustibles comme le deutoxide; il se combine avec tous les oxides.

649. Cet acide, découvert par Schéele en 1775, est sans usage. Il est formé de 61,27 de métal et de 38,73 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et de 3 d'oxigène ; son poids est de 7,75.

B. *Acide Molybdique.*

650. L'acide molybdique est d'un blanc-grisâtre, peu sapide, peu soluble dans l'eau, et rougit faiblement les couleurs bleues végétales. Sa densité est de 3,46. Soumis à l'action de la chaleur, dans des vases fermés, l'acide molybdique fond, et cristallise par le refroidissement; dans des vases ouverts, il se vaporise.

651. L'acide molybdique n'existe dans la nature qu'à l'état de combinaison avec l'oxide de plomb, et en très-petite quantité. On prépare l'acide molybdique au moyen du sulfure de molybdène naturel; on le fait chauffer dans une capsule de porcelaine avec 7 à 8 fois son poids d'acide nitrique; ce dernier est décomposé et acidifie le métal et le soufre. Lorsque tout le sulfure est transformé en une matière d'un blanc-grisâtre, on lave avec une petite quantité d'eau, qui s'empare de l'acide nitrique non décomposé ainsi que de l'acide sulfurique formé, et laisse l'acide molybdique parfaitement pur. On peut aussi l'obtenir en grillant le sulfure dans une capsule de terre, dissolvant le résidu dans la potasse, et précipitant l'acide molybdique par un acide non métallique; par le grillage, le soufre se transforme en acide sulfureux, et le métal en acide; on traite le résidu par la potasse, afin de séparer l'acide métallique du sulfure non décomposé; le grillage du sulfure de molybdène doit se faire avec précaution; il faut agiter continuellement, et ménager le feu à la fin de l'opération.

652. L'acide molybdique est décomposé par un grand nombre de corps combustibles; l'étain et le zinc, plongés dans une dissolution d'acide, le décomposent à la température ordinaire; il se forme de l'acide molybdeux, qui colore la liqueur en bleu, et des oxides de zinc et d'étain. L'acide molybdique est formé de 66,66 de métal et de 33,33 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et de 3 d'oxigène; son poids est de 9. Cet acide est sans usage.

C. *Acide Chromique.*

653. L'acide chromique est rouge-purpurin; il cristallise difficilement; sa saveur est âcre. Il est facilement décomposable par la chaleur en oxigène et oxide de chrôme.

654. L'acide chromique n'existe point libre dans la nature; on ne l'a encore rencontré que dans le rubis spinelle et le plomb rouge de Sibérie (chromate de plomb). L'acide chromique s'obtient en dissolvant le chromate de barite dans la plus petite

quantité possible d'acide nitrique faible et bouillant, et précipitant la barite par l'acide sulfurique étendu; il faut arriver au point que la liqueur ne renferme ni barite ni acide sulfurique; c'est ce que l'on reconnaîtra lorsque la liqueur ne sera plus troublée ni par l'acide sulfurique ni par le nitrate de barite. La liqueur ne renfermera alors que de l'acide chromique, de l'eau et de l'acide nitrique; par une évaporation ménagée, ces deux derniers corps se réduiront en vapeurs, et on obtiendra pour résidu l'acide chromique parfaitement pur.

655. L'acide chromique est décomposé par un grand nombre de corps combustibles; il est très-soluble dans l'eau. Il est sans usage. Cet acide est composé de 53,84 de métal et de 46,16 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de 3 d'oxigène; son poids est de 6,50. L'acide chromique a été découvert par M. Vauquelin en 1797.

D. *Acide Tungstique.*

656. L'acide tungstique est solide, jaune, inaltérable par la chaleur. L'acide tungstique n'a encore été trouvé dans la nature qu'en combinaison avec l'oxide de fer (tungstate de fer, Wolfram, Schéelin ferrugineux) ou avec la chaux (tungstate de chaux, Schéelin calcaire). On l'obtient en traitant le wolfram pulvérisé et séparé de sa gangue par l'acide hydro-chlorique bouillant. Cet acide dissout le fer et le manganèse, et ne laisse pour résidu que l'acide tungstique mêlé avec un peu de silice; pour obtenir cet acide parfaitement pur, il faut mettre le résidu en contact avec l'ammoniaque, filtrer, verser un excès d'acide nitrique, et chauffer; l'ammoniaque dissout l'acide métallique; la silice reste sur le filtre, et l'acide nitrique se combinant avec l'ammoniaque, précipite l'acide tungstique.

657. L'acide tungstique est insoluble dans l'eau; il n'altère point les couleurs bleues végétales; il est réductible par l'hydrogène et le charbon. Cet acide est composé de 80 parties de métal et de 20 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de 3 d'oxigène; son poids est de 15. Cet acide a été découvert par Schéele en 1781. Il est sans usage.

E. *Acide Colombique.*

658. L'acide colombique est blanc, pulvérulent, insipide, infusible et inaltérable par la chaleur. Il rougit à peine les teintures bleues végétales. Cet acide n'existe dans la nature qu'en très-petite quantité, et toujours combiné avec le fer et le

manganèse, ou avec ces deux oxides et l'yttria. On l'obtient en calcinant avec la potasse les colombates naturels, dissolvant dans l'eau et précipitant l'acide métallique par l'acide hydro-chlorique.

659. L'acide colombique est très-peu soluble dans l'eau, insoluble dans les acides nitrique et sulfurique, très-peu dans l'acide hydro-chlorique. Le charbon le réduit à une haute température; le fer le réduit aussi, mais il se forme un alliage. L'acide colombique est composé de 94,74 de métal et de 5,25 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène; son poids et de 19. Cet acide est sans usage.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE IV.

Acides Métalliques.

ACIDE ARSENIQUE.	Blanc, très-soluble. N'existe dans le nature qu'à l'état de combinaison avec différens oxides métalliques. S'obtient en traitant le deutoxide d'arsenic par l'acide nitrique. Sans usage. Il est composé de 78,13 de métal et de 21,87 d'oxigene. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de 3 d'oxigene ; son poids est de 7,75.
ACIDE MOLYBDIQUE.	Blanc-gris, peu soluble. P. S. 3,46. N'existe dans la nature qu'en combinaison avec l'oxide de plomb. S'obtient en traitant le sulfure de molybdene par l'acide nitrique. L'acide molybdique est décomposé par l'étain et le zinc. Il est composé de 66,66 de métal et de 33,33 d'oxigéne. Sa molécule est formée d'une de métal et de 3 d'oxigene ; son poids est de 9.
ACIDE CHROMIQUE.	Rouge, très-soluble ; cristallise difficilement. Il n'existe qu'à l'état de combinaison avec le plomb. On l'obtient en dissolvant du chromate de barite dans de l'acide nitrique faible, précipitant la barite par l'acide sulfurique et faisant évaporer. Il est composé de 53,85 de métal et de 46,15 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et de 3 d'oxigène ; son poids est de 6,50.
ACIDE TUNGSTIQUE.	Jaune, insoluble dans l'eau. N'existe qu'à l'état de tungstate de fer et de tungstate de chaux. On obtient cet acide en traitant le tungstate de fer par l'acide hydro-chlorique. Cet acide est sans usage. Il est formé de 80 parties de métal et de 20 d'oxigène. Sa molécule est composée d'une molécule de métal et de 3 d'oxigène ; son poids est de 15.
ACIDE COLOMBIQUE.	Blanc, insoluble. N'existe dans la nature qu'en combinaison avec les oxides de fer et de manganèse (colombite), ou avec ces 2 oxides et l'yttria, (yttro-colombite). On obtient cet acide en calcinant les colombates naturels avec la potasse, dissolvant dans l'eau et versant de l'acide hydrochlorique. L'acide colombique est sans usage. Il est formé de 94,73 de métal et de 5,26 d'oxigène. Sa molécule est formée d'une molécule de métal et d'une d'oxigène ; son poids est de 19.

LIVRE TROISIÈME.

Combinaisons des Acides avec les Oxides métalliques.

CHAPITRE PREMIER.

Considérations générales sur les Sels.

660. Les sels résultent, comme nous l'avons déjà dit, de la combinaison des acides avec les oxides métalliques et avec l'ammoniaque ; cette dernière substance quoique n'ayant aucune analogie par sa nature chimique avec les oxides métalliques, se comporte cependant avec les acides de la même manière.

661. Tous les oxides métalliques ne jouissent pas de la propriété de se combiner avec les acides ; en général, les peroxides se combinent plus difficilement que les protoxides, et il y a même plusieurs peroxides qui jouent le rôle d'acide par rapport à certains oxides peu oxigénés.

TABLEAU

DES OXIDES NON SALLIFIABLES.

Tous les Deutoxides du 2e Ordre.	Tritoxide d'Antimoine.
Tritoxide de Manganèse.	Deutoxide de Cobalt.
Peroxide de Manganèse.	Tritoxide de Cuivre.
Deutoxide de Zinc.	Deutoxide de Plomb.
Protoxide d'Arsenic.	Tritoxide de Plomb.
Deutoxide d'Arsenic.	Protoxide de Rhodium.
Oxide de Molybdène.	Deutoxide de Rhodium.
Oxide de Tungstène.	

§ Ier.

Propriétés Physiques.

662. *État.* Tous les sels sont solides, excepté le sous-fluoborate d'ammoniaque qui est liquide.

663. *Couleur.* Lorsqu'un sel résulte de la combinaison d'un acide et d'un oxide incolore, il est blanc ; mais lorsque l'oxide ou l'acide, ou tous deux, sont colorés, le sel est quelquefois blanc, et plus souvent coloré.

TABLEAU DES SELS COLORÉS.

NOMS DES SELS.	COULEURS.
Sous-sels de protoxide de fer en gelée	Blancs-verdâtres.
Sels neutres de protoxide de fer { dissous	Verts-émeraude.
Sels neutres de protoxide de fer { en gelée	Blancs-verdâtres.
Sels de deutoxide de fer	Verts.
Sels de tritoxide de fer	Jaunes-rougeâtres.
Sels de tritoxide de manganèse	Roses.
Sels de chrôme	Verts-pré.
Sels d'urane	Jaunes-verdâtres.
Sels de deutoxide de cérium	Jaunes.
Sels neutres ou acides de cobalt	Roses-violets.
Sous-sels de cobalt	Bleus-violets.
Sels neutres de deutoxide de cuivre	Bleus.
Sels acides de deutoxide de cuivre	Bleus-verdâtres.
Sels de nickel... { en dissolution	Verts.
Sels de nickel... { en gelée	Blancs-verdâtres.
Sous-sels de plomb fondus	Jaunes.
Sous-sels de deutoxide de mercure	Jaunes.
Sels neutres ou acides de palladium	Roses.
Sels neutres ou acides de rhodium	Roses.
Sels neutres ou acides de deutoxide d'or	Jaunes.
Sels neutres ou acides de deutoxide de platine	Jaunes-orangés.
Sels de protoxide de platine	Verdâtres.
Sels d'iridium	Rouges ou bleus.
Chromates	Blancs-jaunâtres, jaunes, rouges.

664. *Odeur.* On ne connaît que deux sels odorans, qui sont : le sous-carbonate d'ammoniaque et le sous-fluoborate d'ammoniaque.

665. *Saveur.* Tous les sels insolubles sont sans saveur ; parmi ceux qui sont solubles, il n'en est qu'un seul dont la saveur soit agréable et recherchée par les animaux, c'est le sel marin ; tous les autres ont une saveur tantôt douceâtre, amère, styptique, astringente, et la plupart excitent fortement la salivation.

666. *Action de la chaleur.* Lorsque les sels sont soumis à l'action de la chaleur, il en est qui n'éprouvent aucune altération chimique ; parmi ceux-là quelques-uns sont fusibles à une température plus ou moins élevée, et quelquefois se volatilisent ; d'autres éprouvent d'abord une fusion dans l'eau qu'ils renferment : tous ceux qui sont dans ce cas se dessèchent bientôt, redeviennent solides, et à une température plus élevée éprouvent une nouvelle fusion ou se décomposent. Ces deux espèces de fusion se désignent sous les noms de *Fusion Aqueuse* et de *Fusion Ignée.* Un grand nombre de sels se décomposent par la chaleur après ou sans avoir éprouvé la fusion aqueuse. Enfin, il en est qui, soumis brusquement à l'action de la chaleur, donnent naissance à un phénomène particulier, connu sous le nom de *Décrépitation.* Ce phénomène a lieu toutes les fois qu'un sel renferme de l'eau interposée ou de l'eau de cristallisation en trop petite quantité pour dissoudre le sel ; l'eau se réduit en vapeurs, dont l'expansion subite brise les petites masses de sels dans l'intérieur desquelles elles se développent, et les projette au loin, avec un bruit plus ou moins grand. Le sel marin présente ce phénomène d'une manière très-marquée.

667. *Action d'un courant galvanique.* Tous les sels humides ou en dissolution dans l'eau sont décomposés par un courant galvanique : le métal ou l'oxide se rassemble au pôle négatif, et l'acide ou l'oxigène au pôle positif. Lorsqu'un sel renferme un oxide du premier ordre, l'oxide n'est jamais décomposé : il en est de même de ceux à base alcaline, lorsqu'ils sont en dissolution dans l'eau ; mais lorsqu'ils sont seulement humides, l'oxide est réduit. Pour tous les sels des 5 derniers ordres, humides ou dissous, l'oxide est réduit ; l'acide est souvent décomposé, c'est ce qui arrive presque toujours lorsqu'il est hydrogéné ; indépendamment de la décomposition du sel, il y a toujours une certaine quantité d'eau décomposée ; l'oxigène

se rend avec l'acide au pôle positif, et l'hydrogène avec l'oxide ou le métal au pôle négatif. Il résulte de là que souvent l'acide absorbe une nouvelle quantité d'oxigène, et que le métal se change en hydrure.

Pour mettre une dissolution saline en contact avec un courant galvanique, on introduit cette dissolution dans un vase de verre, et l'on plonge dans ce vase deux fils de platine, communiquant chacun avec une des extrémités d'une pile voltaïque (*fig.* 82). Pour faire passer un courant à travers un sel seulement humide, on humecte légèrement un fragment du sel, et on met ses extrémités en communication avec des fils de platine fixés aux pôles de la pile (*fig.* 83). Lorsque l'oxide du sel doit être réduit, et que le métal a la propriété de se combiner avec le mercure, on facilite beaucoup la décomposition, en donnant au sel la forme d'une petite capsule que l'on place sur une plaque métallique (*fig.* 84). On introduit du mercure dans sa concavité, on plonge dans ce métal le fil négatif, et on fait communiquer l'autre fil avec la plaque sur laquelle repose la petite capsule (*fig.* 85). Lorsque le sel est alcalin et que l'on veut séparer seulement l'acide de l'oxide, on introduit la dissolution saline dans un tube de verre A (*fig.* 86), et de l'eau distillée dans un autre B : on fait communiquer les deux dissolutions par un fil d'amianthe, on plonge le fil négatif dans le tube A, et le fil positif dans le tube B; l'acide restera dans le tube B, et l'alcali dans l'autre. Lorsque l'on prend trois tubes A, B, C (*fig.* 87), le premier et le dernier pleins d'eau distillée, le second plein d'une dissolution d'un sel alcalin, en faisant communiquer les trois tubes par des fils d'amianthe, ayant soin que le niveau du liquide dans les tubes extrêmes soit un peu au-dessous de celui du tube central; le liquide des deux tubes extrêmes étant mis en communication par des fils de platine avec les pôles d'une pile, le sel renfermé dans le tube B est décomposé; son acide passe dans un des tubes extrêmes, et son oxide dans l'autre. Si la dissolution saline était placée dans le tube A, la disposition de l'appareil restant d'ailleurs la même, l'acide ou l'oxide traverserait le second tube, sans y laisser aucune trace : de sorte que si ce second tube renfermait une dissolution de sirop de violette, elle ne serait point altérée.

668. *Action de la lumière et du magnétisme.* On ne connaît qu'un très-petit nombre de sels décomposables par la lumière, ce sont principalement ceux du dernier ordre. Il n'en est aucun qui agisse sur l'aiguille aimantée.

§ II.

Propriétés Chimiques.

A. *Composition.*

669. *Composition.* Un grand nombre d'oxides et d'acides peuvent se combiner en trois proportions différentes, de manière à ce que l'acide ou l'oxide soit en excès, ou que ces deux élémens se neutralisent complétement. Nous sommes déjà convenus (*Introduction*, pag. 11), de désigner les sels avec excès d'acide, par le nom de *Sur-Sels*; les sels avec excès de base, par le nom de *Sous-Sels*, et enfin ceux dans lesquels aucun des élémens n'est en excès, par le nom de *Sels Neutres*.

670. On reconnaît l'état de saturation des sels alcalins par leur action sur le sirop de violette; ils sont acides lorsqu'ils le rougissent, et avec excès de base lorsqu'ils font tourner sa couleur au vert; enfin, ils sont neutres lorsqu'ils n'altèrent point sa couleur primitive. On ne peut pas constater, par les mêmes procédés, l'état de saturation des autres sels, parce que les autres oxides n'agissant pas sur les couleurs végétales, un sel neutre ou avec excès de base ne pourrait pas se distinguer : mais il y a plus, on ne peut même, dans un grand nombre de cas, conclure qu'un sel est avec excès d'acide, parce qu'il rougit les couleurs bleues végétales; en effet, dans plusieurs sels neutres appartenant aux derniers ordres, l'acide n'étant retenu par l'oxide qu'avec une très-petite force, il peut arriver que l'affinité de la matière colorante pour cet acide soit plus grande, alors la couleur passera au rouge. Pour déterminer le degré de saturation des sels qui ne sont pas alcalins, on a recours à une loi très-remarquable de la composition des sels. Cette loi consiste en ce que dans tous les sels qui renferment le même acide au même degré de saturation, la quantité d'acide ou d'oxigène de l'acide est à la quantité d'oxigène de l'oxide dans un rapport constant; par conséquent, connaissant la proportion des élémens des sels alcalins aux différens degrés

de saturation, il sera facile, d'après la composition d'un autre sel, de déterminer s'il est avec excès d'acide, neutre, ou avec excès de base.

671. La loi que nous venons d'énoncer sur la composition des sels, résulte de la comparaison des analyses de tous les sels connus. Elle est d'une très-haute importance, car on peut en déduire la composition de tous les sels, lorsqu'on connaît celle des oxides, et celle d'un seul sel du même genre, c'est-à-dire, qui renferme le même acide au même état de saturation. Ainsi, par exemple, dans tous les sulfates neutres, la quantité d'oxigène de l'acide étant trois fois plus grande que celle de l'oxide, connaissant la composition de l'acide sulfurique et celle d'un oxide quelconque, il sera très-facile d'en déduire la proportion dans laquelle ces élémens se combinent.

672. De cette loi résulte encore une conséquence très-remarquable. Puisque dans chaque genre de sels, l'acide et l'oxigène de l'oxide sont dans le même rapport, il s'ensuit que le rapport entre les quantités des différens oxides nécessaires pour saturer une même quantité d'acide, est le même pour tous les acides; par exemple : si pour saturer une quantité déterminée d'acide sulfurique, il faut cinq fois plus de protoxide de plomb que de soude, il faudra aussi cinq fois plus d'oxide de plomb que de soude pour saturer l'acide phosphorique et tous les autres acides; et réciproquement les quantités d'acides nécessaires pour saturer une même quantité d'oxide sont les mêmes pour tous les oxides. De là on déduit encore une autre conséquence fort importante, c'est que toutes les fois que deux sels se décomposent mutuellement, il se forme deux nouveaux sels au même état de saturation, c'est-à-dire, que si ces deux sels sont neutres, les sels formés sont aussi neutres; s'ils sont acides, les sels produits sont également acides; s'ils sont à l'état de sous-sels, les sels formés sont encore avec excès de base; enfin, s'ils sont à différens états de saturation, les nouveaux sels sont encore au même degré de saturation.

B. *Action des Corps Simples non métalliques.*

673. *Action de l'air.* Un grand nombre de sels sont succeptibles d'ab-

sorber l'oxigène de l'air ; mais cette absorption n'a jamais lieu qu'autant que l'oxide n'est pas au maximum d'oxigénation, ou que l'acide est combustible. Les sels dont les oxides absorbent l'oxigène de l'air sont principalement ceux de fer, d'étain et de cuivre ; ceux dont l'acide absorbe facilement l'oxigène de l'air, sont les sulfites, les hypo-sulfates, les phosphates, les hypo-phosphates et les nitrites. Lorsque l'oxide d'un sel absorbe l'oxigène de l'air, il se forme un sous-sel, lorsqu'il est neutre, et un sel neutre ou un sous-sel, lorsqu'il est acide ; lorsque c'est l'acide qui s'oxigène, l'état de saturation change quelquefois. Ces phénomènes ne sont sensibles que sur les sels humides ou en dissolution ; ceux qui sont secs ou insolubles éprouvent rarement des altérations.

674. *Action des autres Corps Simples non métalliques.* L'azote est sans action sur les sels. Le chlore agit sur un grand nombre, il s'empare de l'hydrogène des hydro-sulfates et des hydro-séléniates ; il décompose tous les sels ammoniacaux ; il précipite, en se combinant avec lui, le métal de plusieurs dissolutions salines. Souvent il décompose l'eau de la dissolution saline, se transforme en acide hydro-chlorique, et fait passer l'oxide à un degré d'oxigénation plus élevé : c'est ainsi que le chlore agit sur les dissolutions de sels de protoxides de fer, d'étain et de cuivre. L'iode agit de la même manière que le chlore, mais son action ne s'étend pas sur un aussi grand nombre. Quant aux autres corps simples non métalliques, leurs actions dépendent principalement de la nature de l'acide du sel, de l'oxide qui est en contact avec lui ; par conséquent, nous ne pouvons rien dire de général à leur égard.

C. *Action des Corps Composés non métalliques non acides.*

675. *Action de l'eau.* Un grand nombre de sels sont insolubles dans l'eau ; tous les autres se dissolvent dans des quantités d'eau plus ou moins considérables ; parmi ces derniers, il en est qui ont une si grande affinité pour l'eau, que quand ils sont secs, ils absorbent l'humidité de l'air, et se liquéfient : tels sont le sous-carbonate de potasse, l'hydrochlorate de chaux. Les sels qui présentent ce phénomène sont connus

sous le nom de *Sels Déliquescens*. Il en est au contraire qui, à l'état sec, abandonnent à l'air une partie de l'eau de cristallisation qu'ils renferment ; ils perdent de leur poids, et les cristaux se couvrent d'une matière blanche pulvérulente, qui n'est autre chose que le sel anhydre. Les sels qui présentent ce phénomène portent le nom de *Sels Efflorescens*. La solubilité d'un sel dans l'eau ne dépend pas uniquement de son affinité pour ce liquide, elle dépend encore de sa cohésion ; il résulte de là, que l'on ne peut pas mesurer l'affinité d'un sel pour l'eau par la quantité de sel que l'eau peut dissoudre ; le seul moyen de mesurer les affinités des différens sels pour l'eau, c'est de déterminer la température de l'ébullition des dissolutions faites en mêmes proportions. Cette température excédera d'autant plus celle de l'eau pure que l'affinité du sel pour ce liquide sera plus grande.

676. Tous les sels à base de soude, de potasse et d'ammoniaque, tous les sels avec excès d'acide, et tous les nitrates, sont solubles. Tous les sous-sels non alcalins sont insolubles. Pour tous les autres, on ne peut rien établir de général.

677. Les sels solubles le sont inégalement aux différentes températures. On n'en connaît qu'un seul dont la solubilité soit indépendante de la température, c'est le sel marin (chlorure de sodium). Tous les autres sont d'autant plus solubles dans l'eau que ce liquide est à une température plus élevée. Il en est quelques-uns, cependant, dont le maximum de solubilité a lieu à une certaine température en deçà et au delà de laquelle la solubilité diminue, tel est le sulfate de soude, qui est plus soluble à 32° qu'à toute autre température supérieure ou inférieure. Ce que nous venons d'énoncer étant le résultat d'expériences faites à des températures inférieures à 100°, on ne doit pas étendre ces généralités au delà de cette température.

678. Lorsqu'une dissolution est saturée, elle ne peut dissoudre un atome de plus du même sel ; mais elle peut encore dissoudre une certaine quantité d'un autre sel, pourvu que les deux sels n'exercent aucune action chimique l'un sur l'autre, c'est-à-dire, qu'ils ne se précipitent ni ne se combinent : la dissolution renfermant alors ces deux sels, acquiert la propriété de dissoudre une nouvelle portion du premier.

679. *Cristallisation.* Lorsqu'une dissolution saline saturée à une température quelconque est abandonnée à elle-même dans un milieu ambiant moins élevé en température, ou lorsque la saturation ayant été faite à froid, on expose cette dissolution à l'air, la faculté dissolvante de l'eau diminuant ou par le refroidissement ou par l'évaporation lente, le sel se précipite. Si la précipitation se fait rapidement, le précipité sera sous la forme d'une poudre plus ou moins fine ou en masses irrégulières; mais si le sel n'abandonne le liquide qu'avec lenteur, il se déposera en formant des corps réguliers terminés par des faces planes et brillantes, que l'on désigne sous le nom de *Cristaux*.

680. Ponr qu'une cristallisation se fasse d'une manière régulière, il faut que la faculté dissolvante du liquide diminue avec le plus de lenteur possible. Cette condition est toujours remplie lorsque la saturation a été faite à froid, et que la cristallisation se fait par l'évaporation lente; mais lorsque la saturation a été faite à chaud, il faut environner le vase renfermant la dissolution, de corps mauvais conducteurs de la chaleur, afin de retarder le refroidissement.

681. Les sels cristallisés ont des coulenrs très-variées; ils sont ordinairement transparens; souvent ils renferment une grande quantité d'eau en combinaison; cette eau porte le nom d'*Eau de Cristallisation*; quelquefois ils ne contiennent que de l'eau interposée : les premiers jouissent tous de la propriété d'éprouver la fusion aqueuse (666) à une température peu élevée; les autres, chauffés brusquement, décrépitent (666).

682. Certaines dissolutions salines refusent de cristalliser, quoiqu'elles soient sursaturées; on observe alors qu'un léger mouvement qui change la disposition relative des parties du liquide, ou la présence de quelques cristaux déjà formés, déterminent à l'instant la cristallisation. Il y a certaines dissolutions qui ne peuvent pas cristalliser dans le vide, tel est le sulfate de soude. Si on introduit une dissolution de ce sel saturée à chaud dans un tube de verre terminé par un orifice capillaire (*fig.* 88), en suivant la même méthode que celle que l'on emploie pour remplir les tubes de thermomètre, et si on ferme l'orifice immédiatement après avoir fait bouillir la dissolution dans le tube en fondant le verre à la flamme d'un chalumeau,

malgré le refroidissement, la liqueur reste transparente ; mais si on brise l'extrémité capillaire du tube, à l'instant même la cristallisation se déterminera, et dans un intervalle de temps à peine appréciable, la liqueur sera solidifiée. Si l'on introduisait une dissolution bouillante de sulfate de soude dans la chambre d'un baromètre, la cristallisation n'aurait point encore lieu ; mais en y faisant passer une très-petite bulle d'air, elle s'opérerait subitement ; on peut encore arrêter la cristallisation en couvrant la dissolution d'une couche d'essence de térébenthine. La cause de ces phénomènes singuliers est encore inconnue.

683. *Action frigorifique de l'eau et de la glace.* Lorsqu'un sel se dissout dans l'eau, la température du liquide s'abaisse, parce qu'un même corps à la même température, renfermant plus de calorique latent à l'état liquide qu'à l'état solide, il doit, lorsqu'il se liquéfie par une action chimique, absorber la chaleur des corps environnans. Il faut cependant observer qu'il arrive quelquefois que le contact d'un sel et de l'eau développe une certaine quantité de chaleur ; cela arrive toutes les fois que le sel a été calciné ou desséché, et qu'il absorbe beaucoup d'eau de cristallisation ; dans ce cas, une partie de l'eau est solidifiée, et, par conséquent, il doit y avoir émission de chaleur.

684. On conçoit d'après cela que toutes les fois qu'un sel a une grande affinité pour l'eau, et que ce sel est mêlé avec de la glace ou de la neige, l'affinité réciproque du sel et de l'eau détermine la fusion des deux corps, et, par conséquent, il doit se produire un froid considérable ; le degré de froid produit doit nécessairement dépendre de l'affinité du sel et de l'eau, et de la quantité relative de ces deux corps.

685. Les sels ne sont pas les seules substances qui, mêlées à l'eau ou à la glace, puissent produire du froid ; en général, tous les corps solubles dans ce liquide, sont dans ce cas ; mais il faut que la neige soit en quantité suffisante, autrement il pourrait y avoir dégagement de chaleur ; par exemple : la neige et l'acide sulfurique peuvent développer tantôt de la chaleur et tantôt du froid, suivant les proportions, parce que dans l'action de la glace sur l'acide sulfurique, il y a deux phénomènes distincts, la fusion de la glace et la combinaison de l'eau

avec l'acide ; le premier produit du froid, le second de la chaleur, et suivant que l'un de ces deux effets l'emportera sur l'autre, l'effet total sera ou un dégagement ou une absorption de chaleur.

686. Lorsque l'on veut obtenir le maximum de froid que peut produire l'action chimique de deux ou un plus grand nombre de substances, il faut avoir soin, 1° que les substances mises en contact soient en proportions telles que celles qui sont solides se liquéfient complétement ; 2° que les substances solides soient en poudre fine ; par conséquent, on devra toujours préférer la neige à la glace, attendu qu'il est difficile de pulvériser cette dernière sans en fondre une grande partie, à moins que l'air extérieur ne soit au-dessous du terme de la congélation ; 3° les matières mises en contact devront être agitées continuellement, afin de rendre leur action aussi prompte que possible ; 4° les mélanges réfrigérans devront être placés dans des vases minces et mauvais conducteurs de la chaleur, afin qu'ils puissent fournir au mélange frigorifique le moins de chaleur possible. On peut par une série de mélanges frigorifiques dont chacun sert à refroidir séparément les substances qui doivent former le suivant, parvenir à un degré de froid de 68° au-dessous du terme de la congélation. Pour estimer la température d'un mélange frigorifique, on peut se servir d'un thermomètre à mercure, lorsque cette température n'excède pas 30° au-dessous de zéro ; mais pour un plus grand abaissement de température, il faut employer un thermomètre à esprit de vin, attendu que le mercure se congèle à 39°, et que dans les températures voisines de sa congélation, la contraction du métal devient plus rapide, et, par conséquent, donnerait de fausses indications.

Nous présentons ici une table des principaux mélanges frigorifiques, et des effets qu'ils produisent.

MÉLANGES FRIGORIFIQUES.

	SUBSTANCES ET PROPORTIONS.			ABAISSEMENT DU THERMOMÈTRE.
MÉLANGES DE SEL ET D'EAU.	Hydro-chlorate d'ammoniaque	5	parties	de 10° à — 12°,22.
	Nitrate de potasse	5	»	
	Eau	16	»	
	Nitrate d'ammoniaque	1	»	de 10° à — 13°,88.
	Carbonate de soude	1	»	
	Eau	1	»	
	Nitrate d'ammoniaque	1	»	de 10° à — 15°,55.
	Eau	1	»	
MÉLANGES DE SEL ET D'ACIDES.	Phosphate de soude	9	»	de 10° à — 6°,11.
	Nitrate d'ammoniaque	6	»	
	Acide nitrique étendu	4	»	
	Sulfate de soude	6	»	de 10° à — 16°
	Nitrate d'ammoniaque	5	»	
	Acide nitrique étendu	4	»	
	Phosphate de soude	9	»	de 10° à — 11°
	Acide nitrique étendu	4	»	
	Sulfate de soude	3	»	de 10° à — 16°
	Acide nitrique étendu	2	»	
	Sulfate de soude	5	»	de 10° à — 16°
	Acide sulfurique étendu	4	»	
	Sulfate de soude	8	»	de 10° à — 17°
	Acide hydro-chlorique	5	»	
MÉLANGES DE NEIGE, D'ACIDE ET DE SEL.	Neige	1	»	de 0° à — 17°,77.
	Sel marin	1	»	
	Neige	2	»	de 0° à — 27°,77.
	Hydro-chlorate de chaux	3	»	
	Neige	3	»	de 0° à — 28°,33.
	Potasse	4	»	
	Neige	1	»	de — 6°,66 à — 51°
	Acide sulfurique étendu	1	»	
	Neige	2	»	de — 17°,77 à — 30°,55.
	Sel marin	1	»	
	Neige	[illegible]	»	de — 17°,77 à — 43°,33.
	Acide nitrique étendu	2	»	
	Neige	1	»	de — 17°,77 à — 54°,44.
	Hydro-chlorate de chaux	2	»	

687. L'action des autres composés non acides est extrêmement variée; il est impossible de rien énoncer de général à cet égard.

D. *Action des Acides non métalliques.*

688. Tantôt un acide s'empare de la totalité de l'oxide d'un sel, tantôt seulement d'une partie; d'autres fois, il est lui-même décomposé; enfin, il est des sels et des acides qui sont sans action les uns sur les autres.

689. Un acide s'empare de la totalité de l'oxide d'un sel, 1° lorsque le premier sel étant soluble, le nouveau sel est insoluble; 2° lorsque le premier acide est gazeux, le second étant fixe; 3° lorsque le second étant fixé, le premier est volatil ou décomposable par la chaleur. Ainsi, l'acide sulfurique décompose les sels solubles de chaux, de barite, de strontiane, de plomb, etc., parce que les sulfates de ces bases sont insolubles; ainsi, presque tous les acides décomposent les carbonates, parce que l'acide carbonique est gazeux; ainsi les acides borique, phosphorique décomposent tous les sels dont les acides sont volatils ou décomposables par la chaleur, parce qu'ils sont fixes, ou du moins, sont moins volatils que tous les autres.

690. Un grand nombre d'acides jouissent de la propriété de s'emparer d'une partie de l'oxide des autres sels. C'est en agissant ainsi que les acides nitrique, phosphorique, fluorique, etc., dissolvent la plupart des sels insolubles; par le partage de l'oxide entre les deux acides, il se forme deux nouveaux sels avec excès d'acide, qui sont toujours plus ou moins solubles.

691. Tous les acides hydrogénés peuvent être décomposés par certains sels; l'oxigène de l'oxide se combine avec l'hydrogène de l'acide; il se forme de l'eau, et la base de l'acide en se combinant avec le métal de l'oxide, forme un composé binaire qui se précipite toujours. C'est ainsi que l'acide hydro-sulfurique précipite presque tous les sels des 5 derniers ordres en formant de l'eau et des sulfures; que les acides hydro-sélénique, hydriodique et hydro-chlorique agissent sur un grand nombre de sels en formant de l'eau et des séléniures, des iodures ou des chlorures métalliques.

E. *Action des Métaux.*

692. *Métaux et Sels desséchés.* Les métaux alcalins, c'est-à-dire ceux du 2e ordre, décomposent, à l'aide de la chaleur, tous les sels du 1er ordre, excepté les fluates et les borates et tous les sels des 5 dernières sections. Lorsque ces métaux agissent sur les sels du 1er ordre, l'acide seul est décomposé ; dans leur action sur les autres sels, l'oxide est toujours réduit, ainsi que l'acide, à moins que le sel ne soit un fluate, un borate, ou un silicate. Il est facile, dans chaque cas particulier, de déterminer la nature des produits de ces décompositions. On ne peut rien énoncer de général sur l'action des autres métaux.

693. *Métaux et Dissolutions salines.* Les métaux alcalins décomposent l'eau de préférence aux sels ; de cette décomposition résultent des oxides alcalins qui agissent ensuite sur les sels, comme nous le dirons bientôt. Les métaux des ordres suivans, plongés dans certaines dissolutions salines appartenant à ces ordres, se substituent au métal du sel, et ce dernier se précipite à l'état métallique. Il paraît que cet effet est produit par l'action galvanique des deux métaux ; une partie de l'eau de la dissolution est décomposée ; son hydrogène réduit l'oxide du métal qui se précipite, et son oxigène oxide le métal qui se dissout ; du moins on ne peut expliquer que de cette manière la continuité de l'action ; car le plus souvent le métal de la dissolution se précipite sur l'autre, le couvre dans toute son étendue, et le soustrait au contact immédiat du liquide.

694. Certains métaux sont précipités sous la forme d'une poudre noire, tels sont l'antimoine, l'arsenic, l'osmium, le palladium, le rhodium et l'iridium ; les autres en lames brillantes, tels sont le plomb, le cuivre, le mercure et l'argent. Quelquefois le métal précipité se combine en partie avec le métal précipitant ; c'est ce qui arrive lorsque l'on précipite les sels d'antimoine par le zinc, le nitrate d'argent par le mercure : certains métaux, en même temps qu'ils précipitent une dissolution saline, décomposent une partie de l'acide, en absorbent l'oxigène, et le cèdent

ensuite au métal précipitant ; de sorte que le précipité est un mélange de métal et d'oxide ; telle est l'action du zinc sur le nitrate neutre de cuivre : le précipité est un mélange de cuivre et d'oxide.

695. Parmi ces précipitations métalliques, il en est deux dont on s'est beaucoup occupé autrefois, ce sont celles de plomb et d'argent. La précipitation du plomb se fait ordinairement en introduisant dans un flacon de plusieurs litres de capacité, une dissolution faible d'acétate neutre de plomb ; on adapte au bouchon une lame de zinc qui plonge dans la dissolution, et on laisse agir pendant plusieurs jours sans agitation ; le plomb se précipite lentement en petites lames très-brillantes, qui se groupent de manière à faire des rameaux nombreux qui s'étendent dans une grande partie de la masse. Cette cristallisation métallique était désignée autrefois sous le nom d'*Arbre de Saturne*, à cause de sa forme et du nom par lequel on désignait le plomb. La précipitation de l'argent s'obtient en versant sur du mercure une dissolution de nitrate d'argent étendue d'eau ; l'argent se précipite en formant des aiguilles nombreuses ramifiées dans tous les sens : il faut avoir soin de préserver le vase de toute agitation, autrement l'argent se dissoudrait dans le mercure à mesure qu'il se séparerait de la dissolution. Cette cristallisation portait autrefois le nom d'*Arbre de Diane*, à cause de l'ancien nom de ce métal.

TABLEAU

DES DISSOLUTIONS SALINES RÉDUCTIBLES PAR CERTAINS MÉTAUX.

Sels d'Étain		Réduits par le fer et le zinc.
— d'Arsenic		
— d'Antimoine		
— de Bismuth		
— de Plomb		
— de Cuivre		
— de Tellure		
Nitrates de Mercure	Réduits par le cuivre.	
Sels d'Argent	Réduits par le cobalt et ceux des 4e et 5e ordres.	
— de Palladium		
— de Rhodium		
— de Platine		
— d'Or		
— d'Osmium		
— d'Iridium		

F. *Action des Oxides métalliques.*

696. *Oxides et Sels desséchés.* On ne peut rien énoncer de général sur l'action des oxides métalliques secs sur les sels également desséchés.

697. *Oxides et Sels dissous ou en contact avec l'eau :*

1° Tous les oxides alcalins, c'est-à-dire, ceux du 2ᵉ ordre, décomposent à froid ou à la température de l'ébullition tous les sels des autres ordres ; il en résulte toujours des sels alcalins qui restent en dissolution dans l'eau, et il se forme un précipité qui est un sous-sel, lorsque l'alcali n'a pas été employé en quantité suffisante pour décomposer la totalité du sel, ou un oxide, si l'alcali a été assez abondant ; si l'alcali est en excès, il arrive quelquefois qu'il redissout le précipité formé d'abord.

2° L'ammoniaque décompose tous les sels du 1ᵉʳ et des 5 derniers ordres. Ce corps s'empare de l'acide et précipite l'oxide, qu'un excès d'ammoniaque dissout quelquefois. A cette règle générale il y a quelques exceptions que nous allons énoncer : avec les sels de magnésie, il se forme des sels doubles d'ammoniaque et de magnésie (1), et un précipité de magnésie peu soluble dans un excès d'alcali ; avec les sels de zinc, de cuivre, de nickel et de cadmium, des sels doubles et des précipités solubles dans un excès d'alcali ; avec les sels de deutoxide de mercure, des sels doubles insolubles, à moins que le sel ne soit avec un grand excès d'acide ; avec les sels d'argent, des sels doubles solubles ; avec les sels d'or, des sels doubles solubles et un précipité d'oxide d'or et d'ammoniaque fulminant ; avec les sels de platine, des sels doubles peu solubles ; avec les sels de rhodium, de palladium et d'iridium, des sels doubles ou des composés triples d'oxide, d'ammoniaque et d'acide.

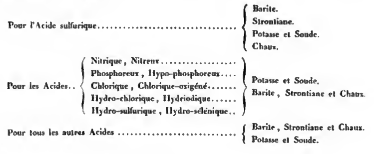
3° Quant aux autres oxides, on ne peut rien établir de général.

---

(1) On désigne sous le nom de *Sel Double*, la combinaison de deux sels qui renferment le même acide. On pourrait aussi regarder ces corps comme des composés triples d'acide et de deux oxides.

698. L'ordre d'affinité des oxides pour les acides paraît être le suivant : les oxides alcalins, l'ammoniaque, la magnésie, la glucine, l'yttria ; quant aux autres oxides, on n'a pas encore assez multiplié les expériences pour fixer leur ordre d'affinité pour les acides ; tout ce qu'on sait de général à leur égard, c'est que les oxides capables de former des sels neutres avec les acides, ont pour eux plus d'affinité que les oxides qui ne peuvent pas neutraliser complétement ces corps.

699. L'ordre d'affinité des oxides alcalins pour les acides n'est pas le même pour tous. L'ordre de ces affinités, par l'intermède de l'eau, paraît être le suivant :



Pour l'Acide sulfurique		Barite. Strontiane. Potasse et Soude. Chaux.
Pour les Acides..	Nitrique, Nitreux Phosphoreux, Hypo-phosphoreux Chlorique, Chlorique-oxigéné Hydro-chlorique, Hydriodique Hydro-sulfurique, Hydro-sélénique..	Potasse et Soude. Barite, Strontiane et Chaux.
Pour tous les autres Acides		Barite, Strontiane et Chaux. Potasse et Soude.

G. *Action des Sels les uns sur les autres.*

700. *Action des Sels à une température élevée.* Lorsqu'on soumet à l'action de la chaleur deux sels qui, par l'échange de leurs bases et de leurs acides, peuvent former un sel volatil, les premiers ne l'étant pas ou l'étant moins, la décomposition a toujours lieu : si les deux premiers sels sont infusibles, et que par leur décomposition il puisse se former un sel fusible, la décomposition a encore lieu. Les sels par l'action de la chaleur se décomposent encore dans d'autres circonstances ; mais les expériences faites à ce sujet sont trop peu nombreuses pour que l'on puisse rien énoncer de général.

701. *Action des Sels solubles les uns sur les autres.* Toutes les fois que l'on mêle deux sels solubles en dissolution dans l'eau, et que par l'échange

de leurs bases et de leurs acides il peut se former un sel insoluble, la décomposition a toujours lieu, et le sel insoluble se précipite; mais si les deux sels mis en contact ne peuvent former par leur décomposition mutuelle que des sels solubles, rien n'indique que la décomposition s'opère; le mélange des deux dissolutions reste transparent, pourvu que la quantité d'eau soit suffisante pour dissoudre la totalité du sel le moins soluble qui pourrait se former; car, si on évapore le mélange des deux dissolutions, les 4 sels qui peuvent exister se précipitent suivant l'ordre de leur plus petite solubilité. Ces lois de décomposition sont les plus générales et les plus importantes de la Chimie; c'est à M. Berthollet qu'on en doit la découverte. Nous examinerons à la fin de ce Cours les explications qui en ont été données. En attendant, nous allons, pour les faire mieux concevoir, donner quelques applications.

Lorsque l'on verse une dissolution de nitrate de barite dans une dissolution de sulfate de potasse, les deux nouveaux sels qui peuvent se former, sont le nitrate de potasse et le sulfate de barite; or ce dernier est insoluble; par conséquent, la décomposition doit avoir lieu, et le sulfate de barite doit se précipiter: c'est en effet ce qui arrive. De même, si on mêle une dissolution de nitrate de chaux et de sulfate de soude, comme le sulfate de chaux est insoluble, la décomposition aura lieu, ce sel se précipitera, et dans la dissolution il restera du nitrate de soude. Si on mêle une dissolution de nitrate de potasse avec une dissolution de sulfate de soude, comme les sulfates et les nitrates de soude et de potasse sont solubles, il ne se formera aucun précipité; mais si on fait évaporer le mélange des deux dissolutions, comme le sulfate de potasse est moins soluble que les trois autres sels qui peuvent exister dans les liqueurs: il se précipitera en cristaux, aussitôt que l'évaporation aura été poussée assez loin.

702. *Action des Sels solubles sur les Sels insolubles:*

1° Les sous-carbonates de soude et de potasse décomposent à la température de l'ébullition tous les sels insolubles. La décomposition du sel insoluble est complète; mais celle du sel alcalin ne l'est jamais; sa dé-

composition s'arrête toujours à un certain terme qui ne peut pas être dépassé, quand bien même il y aurait un grand excès de sel insoluble. Ainsi, par exemple, si l'on soumet à la température de l'ébullition un mélange de sous-carbonate de potasse et de sulfate de barite, il se formera du sous-carbonate de barite et du sulfate de potasse : avec une quantité suffisante du premier sel, on pourra décomposer la totalité du second; mais on ne pourra jamais, quel que soit l'excès du second, décomposer la totalité du premier. L'explication de ce phénomène singulier est assez simple; en effet, il résulte des expériences de M. Berthollet, que la potasse et la soude caustique jouissent de la propriété d'enlever une partie de leur acide à tous les sels insolubles; or, les sous-carbonates de soude et de potasse peuvent être considérés comme des alcalis faibles; ils doivent donc décomposer le sel insoluble; mais comme de cette décomposition il résulte un sous-carbonate insoluble et un sel neutre soluble, à mesure que la décomposition fait des progrès, le sel alcalin se trouve remplacé par un sel neutre; par conséquent, la saturation du liquide allant toujours en croissant, son influence sur le sel insoluble non encore décomposé, doit aller en décroissant, et il doit arriver une époque où l'affinité du sous-carbonate soluble soit en équilibre avec la cohésion du sel insoluble : à cet instant la décomposition doit cesser.

2° Tous les sous-carbonates insolubles sont décomposés par les sels à base de soude ou de potasse, dont l'acide peut former un sel insoluble avec la base du sous-carbonate : la décomposition du sous-carbonate insoluble peut être complète; mais celle du sel alcalin ne l'est jamais, attendu que le sel neutre alcalin se transforme en sous-carbonate, dont la quantité va en croissant à mesure que l'opération fait des progrès; et comme ce sel jouit de la propriété de décomposer les sels insolubles dont les bases peuvent former des sous-carbonates insolubles, il s'établira, à une certaine époque, un équilibre entre les actions chimiques des deux sels alcalins en dissolution sur les deux sels insolubles. Les lois que nous venons d'énoncer ont été découvertes par M. Dulong.

703. *Sels doubles.* Un grand nombre de sels jouissent de la propriété de se combiner entre eux; dans nos laboratoires, nous n'avons pu com-

biner jusqu'ici que les sels qui renferment le même acide, et ces combinaisons n'ont pu être effectuées que deux à deux. Ces sels doubles ne se combinent point entre eux.

TABLEAU

DES PRINCIPAUX SELS DOUBLES.

SELS AMMONIACAUX ET SELS SOLUBLES de même genre à base de...............	Zinc. Manganèse. Cobalt. Cuivre. Nickel. Deutoxide de Mercure. Platine Rhodium. Palladium. Iridium.	
SELS DE POTASSE ET SELS SOLUBLES de même genre à base de...............	Nickel.............. Palladium.......... Rhodium .... Platine............ Iridium	Peu solubles.
SELS DE SOUDE ET SELS SOLUBLES de même genre à base de...............	Nickel.............. Palladium.......... Rhodium.......... Platine............ Iridium	Très-solubles.
SULFATES..................................	d'Alumine et d'Ammoniaque. d'Alumine et de Potasse. de Potasse et d'Ammoniaque. de Potasse et de Magnésie. de Potasse et de Fer. de Potasse et de Cérium. de Soude et de Chaux. de Soude et d'Ammoniaque. de Soude et de Magnésie. de Zinc et de Fer. de Zinc et de Cobalt. de Zinc et de Cuivre. de Zinc et de Nickel. de Fer et de Cuivre.	
HYDRO-CHLORATES..........................	d'Ammoniaque et de Fer. d'Ammoniaque et de Plomb.	
LES PHOSPHATES..........................	de Soude et d'Ammoniaque. de Chaux et d'Antimoine. d'Ammoniaque et de Fer.	
LES FLUATES..............................	de Potasse et de Silice. d'Alumine et de Soude.	

704. *Réduction des Oxides des Sels par d'autres Sels.* Tous les sels solubles de palladium et d'or sont réduits par le proto-sulfate de fer et ramenés à un moindre degré d'oxigénation par l'hydro-chlorate de protoxide d'étain : ce dernier réduit complétement l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure. Les hypo-phosphites réduisent toutes les dissolutions salines d'or et d'argent.

§ III.

État Naturel.

705. On trouve dans la nature un grand nombre de sels ; mais on n'y trouve pas à beaucoup près tous les sels que l'on peut former artificiellement. Il existe aussi dans la nature un grand nombre de sels que nous ne pouvons pas former directement : tels sont principalement la plupart des silicates. La nomenclature des sels naturels est trop longue pour que nous la donnions ici ; d'ailleurs, elle sera mieux placée dans l'histoire de chaque genre.

§ IV.

Préparation.

706. On prépare les sels principalement par les procédés suivans :

1° En mettant l'oxide et l'acide en contact à froid ou à une température plus ou moins élevée. Les oxides se combinent très-facilement, lorsqu'ils ont été récemment précipités et qu'ils sont encore humides ; au contraire, ils sont difficilement attaquables par les acides, lorsqu'ils ont été fortement calcinés : la plupart des oxides naturels sont dans le même cas ; il faut le plus souvent, pour les rendre solubles dans les

acides, les calciner d'abord avec une excès de potasse, afin de détruire leur cohésion. Lorsqu'un acide et un oxide ont une grande affinité, souvent, pendant leur combinaison, il se dégage une grande chaleur.

2° En versant un acide sur un carbonate, l'acide carbonique se dégage avec effervescence, et l'oxide se combine avec le nouvel acide.

3° Tous les sels insolubles peuvent se former par la voie des doubles décompositions, c'est-à-dire, en mêlant deux sels solubles qui, par l'échange réciproque de leur base et de leur acide, puissent donner naissance au sel que l'on veut obtenir.

4° Les sous-sels insolubles s'obtiennent en versant une dissolution faible de soude, de potasse, ou d'ammoniaque dans une dissolution neutre du sel, de manière que ce dernier soit en excès.

5° Un grand nombre de sels peuvent s'obtenir en traitant les métaux par les acides à froid ou à chaud; le métal est oxidé tantôt par l'oxigène de l'eau qui est décomposée, alors il y a un dégagement d'hydrogène : c'est ce qui arrive lorsqu'on fait les sulfates de fer et de zinc, ou les hydro-chlorates de fer, de zinc et d'étain, en mettant ces métaux en contact avec les acides; tantôt au dépend d'une partie de l'oxigène de l'acide; alors, souvent une partie de ce dernier se dégage à un moindre degré d'oxigénation; c'est ce qui arrive toutes les fois que l'on fait un nitrate par l'action directe de l'acide et du métal.

707. Certains sels s'obtiennent par d'autres procédés; mais nous n'en parlerons que dans l'Histoire des Genres.



§ V.

Usages.

708. Dans les Arts on n'emploie qu'un très-petit nombre de sels; nous allons en donner la nomenclature,

SELS EMPLOYÉS DANS LES ARTS.

NOMS DES SELS.	USAGE.
Chlorate de potasse	Poudre fulminante par le choc.
Nitrate de potasse	Acide sulfurique, poudre de guerre.
Nitrate de mercure	Chapellerie, pour disposer les poils au feutrage.
Nitrate d'argent (pierre infernale)	Médecine.
Nitrate de cuivre	Fabrication des cendres bleues.
Phosphate de chaux	Fabrication du phosphore.
Sulfate de fer (couperose)	Teinture en noir, encre.
Sulfate de cuivre (vitriol bleu)	Teinture, fabrication des cendres bleues.
Sulfate de soude (sel de glauber)	Fabrication des soudes artificielles.
Sulfate de potasse	Fabrication de l'alun.
Sulfate de chaux (plâtre)	Constructions.
Sulfate de magnésie (sel d'epsum)	Extraction de la magnésie.
Sous-sulfate d'alumine	Fabrication de l'alun.
Sulfate de zinc	Médecine.
Sulfite de chaux	Mutage des mous de raisin.
Sous-borate de soude (borax)	Soudure des métaux, acide borique.
Sous-carbonate de soude (sel de soude)	Savon, verreries, lessives.
Sous-carbonate de potasse (potasse)	Savon, verreries, lessives, teintures.
Sous-carbonate de chaux	Peinture, extraction de la chaux.
Sous-carbonate de fer (fer spathique)	Extraction du fer.
Sous-carbonate de plomb (céruse)	Peinture.
Arseniate de cobalt (bleu de cobalt)	Peinture.
Chromate de plomb (jaune de chrôme)	Peinture.
Hydro-chlorate de soude (sel marin)	Assaisonnement des mets, conservation des viandes, soudes artificielles.
Hydro-chlorate de fer	Teinture.
Hydro-chlorate d'étain	Teinture.
Hydro-chlorate d'or	Peinture sur porcelaine.
Proto-chlorure de mercure (mercure doux)	Médecine.
Deuto-chlorure de mercure (sublimé corrosif)	Médecine.
Hydro-sulfate de potasse	Médecine.
Hydro-sulfate sulfuré d'antimoine	Médecine.
Hydriodate de potasse	Médecine, extraction de l'iode.
Fluata de chaux	Extraction de l'acide fluorique.
Silicate de chaux	Mortier.
Silicate de soude ou de potasse	Verres.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE PREMIER.

Propriétés générales des Sels.

Les sels sont les combinaisons des acides avec les oxides métalliques ou avec l'ammoniaque. Tous les oxides métalliques ne sont pas salifiables; en général, les peroxides se combinent plus difficilement avec les acides que les protoxides.

PROPRIÉTÉS PHYSIQUES.	Tous les sels sont solides, excepté le fluoborate d'ammoniaque qui est liquide. Tous les sels résultant de la combinaisou d'un acide et d'un oxide incolore sont blancs. Ceux dont un ou deux des élémens sont colorés, sont quelquefois blancs, mais plus souvent colorés. Tous les sels sont inodores, excepté les sous-sels ammoniacaux. Tous les sels insolubles sont sans saveur; les autres ont une saveur plus ou moins forte. Soumis à l'action de la chaleur, les sels qui renferment de l'eau de combinaison, éprouvent d'abord la fusion aqueuse, se dessèchent, et à une température plus élevée, éprouvent la fusion ignée, ou se décomposent. Ceux qui ne renferment que de l'eau interposée, décrépitent à la première impression de la chaleur. Tous les sels humides ou en dissolution sont décomposés par un courant galvanique. Le métal ou l'oxide se rassemble au pôle négatif, et l'acide ou l'oxigène au pôle positif. Dans la décomposition des sels du 1er ordre, l'oxide n'est jamais réduit; dans celle du 2e, l'oxide n'est réduit que quand le sel est humide; dans celle des ordres suivans, l'oxide l'est toujours. Aucun sel n'agit sur l'aiguille aimantée; plusieurs de ceux des derniers ordres sont décomposés par la lumière.
PROPRIÉTÉS CHIMIQUES.	*Composition.* Dans tous les sels d'un même genre, c'est-à-dire, qui renferment un même acide et au même degré de saturation, la quantité d'acide ou d'oxigène de l'acide est à la quantité d'oxigène de l'oxide dans un rapport constant. De cette loi, il résulte que le rapport entre les différentes quantités d'oxide nécessaires pour saturer une même quantité d'acide, est le même pour tous les autres acides; il résulte encore de cette loi, que quand deux sels se décomposent mutuellement, il se forme deux nouveaux sels au même état de saturation. *Action des Corps Simples non métalliques.* Un certain nombre de sels absorbent l'oxigène de l'air; si c'est l'oxide qui absorbe l'oxigène, le degré de saturation du sel diminue. L'azote est sans action sur les sels. Le chlore décompose tous les sels ammoniacaux; il précipite, en se combinant avec lui, le métal de plusieurs dissolutions salines; il s'empare de l'hydrogène des hydro-sulfates et des hydro-séléniates; souvent il décompose l'eau, fait passer la base du sel à un plus haut degré d'oxigénation. L'iode agit souvent comme le chlore.
ACTION CHIMIQUE.	*Action de l'eau.* Plusieurs sels absorbent l'humidité de l'atmosphère, et se liquéfient; on les désigne sous le nom de *Sels Déliquescens*; d'autres, au contraire, abandonnent à l'air une partie de leur eau de cristallisation, et se couvrent d'une poussière opaque; on les désigne sous le nom de *Sels Efflorescens.* Les dissolutions salines entrent en ébullition à des températures d'autant plus élevées au-dessus de celle de l'eau pure, que les sels dissous ont plus d'affinité pour ce liquide. Tous les sels à base de soude, de potasse et d'ammoniaque sont solubles; tous les sels acides le sont également. Tous les sels solubles le sont plus à chaud qu'à froid, excepté le sel marin qui paraît l'être également à toutes les températures, et le sulfate de soude qui l'est plus à 32° qu'à toute autre température. Une dissolution saturée d'un sel peut en dissoudre une autre, et acquiert alors la propriété de dissoudre une nouvelle portion du

ACTION CHIMIQUE.

premier. Lorsqu'ous dissolution est saturée et que le pouvoir dissolvant du liquide diminue, ou par une évaporation lente, ou par un abaissement de température, le sel se précipite en cristallisant; la cristallisation est d'autant plus parfaite, qu'elle se fait avec plus da lenteur et sur des masses ples considérables. Certaines dissolutions salines, quoique saturées, ne cristalliseut point dans le vida ou lorsqu'elles sont couvertes d'une couche d'essence de térébenthine.

Action frigorifique de l'eau et de la glace. Les sels qui ont une grande affinité pour l'eau, produiseut du froid en se dissolvant dans ce liquide : ils en produisent davantage par leur contact avec la neige ou la glace, parce qu'ils en déterminent la fusion ; certains sels peovent au contraire produire de la chaleur avec l'eau ou la glace, lorsque cette dernière n'est pas en quaotité suffisante : c'est qu'alors une partie de l'eau est solidifiée par le sel.

Action des Acides non métalliques. Un grand nombre d'acides s'emparent de la totalité de l'oxida des sels; cela arrive, 1° lorsque le premier sel étant soluble, la second ne l'est poiot; 2° lorsqua le premier acide est gazeux, le secood étant fixe; 3° lorsque le second étaot fixe, le premier est volatil ou décomposable par la chaleur. Un grand oombre d'acides s'emparent seulement d'une partie da l'oxide des sels. Tous les acides hydrogénés peuvent être décomposés par certains sels; il se forme de l'eau et une combinaison de métal avec la base da l'acide.

Action des métaux sur les Sels desséchés. Les métaox alcalins décomposent par la chaleur tous les sels des autres sections, excepté les fluates at les borates du premier ordre. Dans la décomposition des sels du premier ordre, l'acide seul est décomposé; dans celle des autres sels, l'acida et l'oxide sont décomposés.

Action des métaux sur les Sels en dissolution. Les métaux alcalins décomposeot d'abord l'eau, passent à l'état d'oxides, et agissent ensuita comme nous le dirons plus bas. Certains métaux des autres sections, plongés dans une dissolutioo saline, se substituent à la place du métal du sel qui est précipité.

Action des Oxides métalliques sur les dissolutions salines. Les oxides alcalins décomposent à froid ou à la température de l'ébullition tous les sels des autres sectioos; l'ammoniaque agit de la même manière; mais il arrive souvent qu'il se combine avec une partie du sel poor former un sel double; l'ordre d'affinité des oxides des deux premiers ordres pour les acides est le suivant : oxides alcalins, ammoniaqua, magnésie, glucine, yttria. L'ordre d'affinité des oxides alcalins pour les acides n'est pas le mêma pour tous.

Action des Sels les uns sur les autres. A une températore élevée, deux sels se décomposent, lorsque de cette décomposition il peut résulter un nouveau sel plus fusible oo plus volatil que les deux premiers. Toutes les fois que l'on mêle deus sels solubles en dissolution, ils se décomposent toujours, lorsque de cette décomposition il peut se former un sel insoluble. Les sous-carbonates de soude et de potasse décomposent tous les sels insolubles des autres bases. Tous les sels à base de soude et de potasse décomposeot tous les sous-carbonates dont les oxides peuvent former des sels insolubles avec l'acide de l'alcali; dans ces actions des sous-carbonates et des autres sels alcalins, jamais le sel soluble n'est décomposé en totalité.

ÉTAT NATUREL.

On trouve dans la nature un grand nombra de sels; mais il en est beaucoup que l'on peut former directement et qui ne se rencontrent point dans la natore, de même qu'il existe beaucoup da sels naturels que nous ne pouvons pas former directement.

PRÉPARATION.

On obtient les sels principalement par 5 procédés différens :
1° En combinant directement l'acide avec l'oxide;
2° En traitant les carbonates par les acides;
3° Par la voie des doubles décompositions;
4° Les sous-sels insolubles s'obtiennent en précipitant les sels neutres solubles par une petite quantité d'alcali faible;
5° En traitant le métal par l'acide.

USAGE.

On n'emploie dans les Arts qu'un très-petit nombre de sels; ceux qui sont le plus fréquemment en usage, sont les sous-carbonates de chaux, de soude et de potasse, les sulfates de fer, de cuivre, de chaux et de soude, l'alun, le nitrate de potasse et le sel marin.

PREMIÈRE SECTION.

Sels dont l'Acide est oxigéné.

CHAPITRE II.

Sels dont l'Acide est à base de Chlore.

709. Nous connaissons deux acides oxigénés à base de chlore. Nous étudierons successivement les deux genres de Sels auxquels ils donnent naissance.

§ Ier.

Des Chlorates neutres (Muriates sur-oxigénés.)

710. Tous les chlorates neutres sont décomposés par la chaleur à une température inférieure à la chaleur rouge ; ceux du 1er ordre donnent pour produit, de l'oxigène, du chlore et un oxide ; les autres, de l'oxigène et un chlorure métallique. Les chlorates, à une température élevée, brûlent avec rapidité tous les corps combustibles, excepté le chlore, l'iode, l'azote et les métaux du dernier ordre. Souvent ces combustions ont lieu par le seul effet du choc.

711. Tous les chlorates connus sont solubles, excepté le proto-chlorate de mercure.

712. Tous les acides forts décomposent les chlorates ; les produits varient, suivant la température. Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique, nitrique ou phosphorique dans une dissolution de chlorate de potasse, et que l'on élève promptement le mélange à la température de l'ébullition, il se dégage un peu de chlore et d'oxigène, il se forme un sulfate, un nitrate, ou un phosphate, et en même temps un chlorate oxigéné ; ainsi, une portion seulement du sel est décomposée, et la majeure partie de son oxigène se combine avec l'autre. Mais si l'on ne soumettait le

mélange qu'à l'action d'une douce chaleur, il se dégagerait beaucoup d'oxide de chlore et très-peu d'oxigène et de chlore : le même phénomène aurait lieu avec l'acide hydro-chlorique. Lorsque l'on verse de l'acide sulfurique concentré sur du chlorate de potasse sec, le sel est décomposé en produisant beaucoup de chaleur et un grand dégagement d'oxigène et de chlore.

713. Aucun chlorate n'existe dans la nature; celui de potasse s'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution de potasse ; on peut former les autres en traitant directement les oxides par l'acide chlorique.

714. Dans les chlorates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 5, et à la quantité d'acide comme 1 est à 9,31.

715. Les chlorates ont été découverts par Berthollet en 1786. Un seul est employé dans les arts.

716. *Chlorate de Potasse.* Ce sel est blanc ; sa saveur est fraîche et acerbe ; soumis à l'action de la chaleur, il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge ; bientôt après il bout, se décompose, laisse dégager de l'oxigène, et se transforme en chlorure de potassium. Cette décomposition peut se faire facilement dans une petite cornue de verre : 100 parties d'eau à 104°,78 en dissolvent 60 parties ; à 49°, 18,96, et à 0°, 3,33.

717. On obtient le chlorate de potasse en faisant passer un grand excès de chlore à travers une dissolution concentrée de sous-carbonate de potasse (potasse du commerce). Le chlore se divise en 3 parties ; l'une se combine avec la potasse, les deux autres décomposent l'eau, et se transforment, l'une en acide hydro-chlorique, l'autre en acide chlorique, et ces deux acides se combinent avec une portion de potasse : ainsi il se forme 3 produits différens, un chlorure, un hydro-chlorate et un chlorate, et pendant leur formation, il se dégage de l'acide carbonique ; comme le chlorate de potasse est beaucoup moins soluble que le chlorure et que l'hydro-chlorate, la liqueur en est bientôt complétement saturée ; alors il se dépose au fond du vase : on recueille le pré-

cipité sur un filtre, on le lave avec une petite quantité d'eau, et on le fait sécher; pour l'obtenir plus pur, il faudrait le faire dissoudre à chaud dans de l'eau distillée, et le faire cristalliser de nouveau. En opérant sur 2 à 3 kilogrammes de potasse, l'opération dure plusieurs jours : un kilogramme de potasse fournit de 90 à 100 grammes de chlorate.

Pour faire cette opération de manière à ne pas être incommodé par le chlore qui, malgré toutes les précautions possibles, passe presque toujours à travers les luts, il faut se servir de l'appareil (*fig.* 83); il est composé d'un ballon A, dont le col long et recourbé plonge dans un vase de verre M; dans l'extrémité du col du ballon, passe un tube de sûreté *a b c d*, soutenu par le support N. On introduit d'abord dans le ballon le mélange de manganèse et d'acide hydro-chlorique destiné à produire le dégagement de chlore, et dans le vase M la dissolution de potasse; on place alors le ballon comme l'indique la figure, ainsi que le tube de sûreté.

718. Le chlorate de potasse est formé de 61,23 d'acide chlorique et de 38,77 de potasse; c'est ce qui résulte de la décomposition de ce sel par la chaleur : en effet, 100 parties de chlorate de potasse soumises à l'action de la chaleur, donnent 38,88 d'oxigène et 61,12 de chlorure de potassium; or, ces 61,12 de chlorure sont composés de 28,92 de chlore et de 32,20 de métal, et cette quantité de métal donne 38,77 de potasse; donc, le chlorate de potasse est formé de 38,77 de potasse et de 61,23 d'acide.

719. *Usage.* On emploie le chlorate de potasse pour obtenir de l'oxigène pur, pour faire des briquets et des poudres fulminantes.

Pour se procurer du gaz oxigène parfaitement pur, on décompose le chlorate de potasse dans une petite cornue de verre ou de porcelaine; 100 grammes de chlorate fournissent plus de 27 litres de gaz.

Les briquets que l'on désigne sous le nom de *Briquets Oxigénés*, sont fondés sur l'action du chlorate de potasse et de l'acide sulfurique concentré : lorsque ces deux corps sont en contact à la température ordinaire, le premier est décomposé subitement; il se développe une grande chaleur et un dégagement d'oxigène; de sorte que si cette décomposition avait lieu en présence d'un corps combustible, elle l'enflammerait. On con-

cevra facilement, d'après cela, l'explication des détails que nous allons donner. On broie dans un mortier un mélange d'une partie de soufre, de 2 parties de chlorate de potasse et d'une très-petite quantité de cinabre ; on en forme ensuite une pâte liquide avec de l'eau gommée, et on y plonge par leurs extrémités des allumettes soufrées : lorsque cette pâte est desséchée, en plongeant les allumettes dans de l'acide sulfurique concentré, elles s'enflamment subitement. Il faut avoir soin de ne pas trop enfoncer les allumettes dans l'acide, parce qu'alors la chaleur développée par la décomposition du chlorate, est absorbée par l'excès d'acide ; pour éviter cet inconvénient, on met dans le flacon d'acide une certaine quantité d'amiante.

Les poudres fulminantes par le choc sont formées d'un mélange de chlorate de potasse et de matière combustible, minérale, végétale ou animale : pour les préparer, on commence par pulvériser séparément la matière combustible et le chlorate, et on les mêle ensuite ; pour les faire détoner, on les enveloppe de papier, on les place sur une enclume, et on frappe fortement dessus. Les poudres fulminantes à base de soufre, de sulfure d'antimoine, de sulfure d'arsenic, détonent avec la plus grande force ; celles à base de charbon sont moins fulminantes ; celles à base de phosphore fulminent souvent spontanément. La préparation de ces dernières est dangereuse (1) ; car, quelquefois les fragmens de phosphore enflammés sont lancés à une grande distance. La poudre dont on se sert maintenant pour amorcer certains fusils de chasse, est composée de 55 parties de salpêtre, de 33 de soufre, de 17 de bois de bourdain râpé, de 17 de lycopode et d'une certaine quantité de chlorate de potasse. On réduit cette poudre en globules de la grosseur d'un pois, et on les recouvre d'un couche de cire.

720. *Chlorate de Soude.* Ce sel jouit des mêmes propriétés physiques et chimiques que le chlorate de potasse ; seulement il est beaucoup plus soluble. Sa disso-

(1) Comme le phosphore est très-ductile, on ne peut pas le pulvériser dans un mortier ; pour le réduire en poudre, on le fait fondre sous l'eau dans une fiole à médecine, et on agite fortement ; il se divise en petites boules qui se solidifient bientôt.

lution ne cristallise que lorsqu'elle est en consistance presque sirupeuse. On l'obtient directement en traitant l'acide chlorique par la soude. Il est sans usage.

721. *Chlorate de Barite.* Ce sel a une saveur âcre; il cristallise en lames carrées; à 10° l'eau en dissout 4/10 de son poids. Il est insoluble dans l'alcohol, et sa dissolution n'est pas troublée par le nitrate d'argent; décomposé par la chaleur, il donne les mêmes produits que le chlorate de potasse, et de plus un peu de barite. Le meilleur procédé pour l'obtenir, consiste à verser dans une dissolution chaude de chlorate de potasse, un excès d'acide fluorique silicé en dissolution dans l'eau, et à faire chauffer: la potasse se précipite en combinaison avec l'acide fluorique silicé, et l'acide chlorique reste dans la liqueur avec l'excès d'acide fluorique silicé; alors on sépare la liqueur du précipité, et on la sature par le carbonate de barite; le restant de l'acide fluorique silicé se précipite, et la liqueur filtrée ne renferme que du chlorate de barite pur, que l'on peut facilement séparer de l'eau par la cristallisation.

722. *Chlorate de Strontiane.* Déliquescent; ne cristallise que difficilement. S'obtient en combinant l'acide chlorique avec la strontiane. Il fait brûler les charbons incandescens avec une flamme purpurine.

723. *Chlorate de Magnésie.* Déliquescent; ne cristallise que difficilement. S'obtient en traitant l'acide chlorique par le carbonate de magnésie.

724. *Chlorate de Chaux.* Déliquescent. S'obtient directement.

725. *Chlorate de Zinc.* Très-soluble; cristallise en octaèdres. Il fait brûler rapidement les charbons incandescens en produisant une flamme jaune. La dissolution n'est point précipitée par le nitrate d'argent. On l'obtient en traitant l'acide chlorique par le carbonate de zinc. Lorsque l'on met le zinc métallique dans l'acide chlorique, il se dissout sans effervescence; il se forme alors un chlorate et un chlorure.

726. Il paraît qu'il n'existe point de chlorate de fer; du moins lorsqu'on met du fer dans une dissolution d'acide chlorique, le fer passe à l'état de tritoxide; et lorsque l'on fait passer un courant de chlore dans de l'eau, tenant du tritoxide de fer en suspension, il se forme un per-chlorure.

727. *Chlorate de Cuivre.* Ce sel n'est jamais neutre; il est d'un bleu verdâtre; très-déliquescent. Le papier imprégné d'une dissolution de ce sel, brûle avec une flamme verte. Il s'obtient directement.

728. *Chlorate de Plomb.* Ce sel est blanc, sucré et astringent; il cristallise facilement. On l'obtient en traitant l'acide chlorique par la litharge porphyrisée.

729. *Proto-chlorate de Mercure.* Ce sel est très-peu soluble, même dans l'eau

chaude; projeté dans une cuiller de platine chaude, il se décompose subitement en produisant une flamme rouge, des vapeurs blanches de deuto-chlorure, de l'oxigène et du dentoxide. On l'obtient en traitant par l'acide chlorique le précipité qui se forme en versant de la potasse dans une dissolution de proto-nitrate.

730. *Deuto-chlorate de Mercure.* Ce sel est toujours acide; il cristallise en petites aiguilles; une dissolution concentrée de ce sel est décomposée par le soufre: il en résulte un dégagement de chlore et un dento-sulfate. On l'obtient en faisant chauffer légèrement de l'acide chlorique et dn deutoxide de mercure.

731. *Chlorate d'Argent.* Ce sel cristallise facilement en prismes carrés; humide, il tache la peau en janne-brunâtre, ainsi que le papier; mêlé au tiers de son poids de soufre, il forme une poudre qui fulmine fortement par un choc léger. Le chlore trouble sa dissolution dans l'eau. On l'obtient en saturant l'acide chlorique par de l'oxide d'argent, on en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau, tenant de l'oxide d'argent en suspension.

§ II.

Chlorates Oxigénés.

732. On n'a encore observé qu'un seul chlorate oxigéné, celui de potasse. Nous avons indiqué sa préparation (173). On peut encore l'obtenir en faisant passer un courant galvanique à travers une dissolution saturée de chlorate de potasse; l'oxigène qui se rend à l'extrémité du fil positif, s'unit au chlorate, et le transforme en chlorate oxigéné qui se précipite. Le chlorate oxigéné de potasse est peu soluble dans l'eau froide, mais très-soluble dans l'eau bouillante: la forme primitive de ses cristaux paraît être l'octaèdre; mêlé avec les corps combustibles, il détone faiblement par le choc; mêlé avec de l'acide sulfurique concentré étendu du tiers de son poids d'eau, il laisse dégager son acide à la température de 140°; chauffé seul à 200°, il se décompose, laisse dégager de l'oxigène, et se transforme en chlorure de potassium. Il est formé de 65,52 d'acide et de 34,48 de potasse. La quantité d'oxigène de l'acide est à celle de l'acide comme 1 est à 7, et à la quantité d'acide comme 1 est à 11,401.

733. Le chlorate oxigéné de potasse a été découvert par M. le comte Fréderic Stadion. Il n'est employé que pour extraire l'acide chlurique oxigéné.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE II.

Sels dont l'Acide est composé de Chlore et d'Oxigène.

Chlorates neutres.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Tous les chlorates sont décomposés à la chaleur rouge; ceux du 1er ordre donnent de l'oxigène, du chlore et un oxide; les autres, de l'oxigène et un chlorure; tous mêlés avec des corps combustibles, détonent par le choc. Tous sont solubles dans l'eau, excepté le proto-chlorate de mercure. Tous les acides forts décomposent les chlorates; les produits varient suivant la concentration de l'acide et la température.

Aucun chlorate n'existe dans la nature. On obtient celui de potasse en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution concentrée de potasse, et tous les autres en traitant les oxides par l'acide chlorique.

Dans les chlorates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide :: 1 : 5, et à la quantité d'acide :: 1 : 9,31.

On n'emploie qu'un seul chlorate, celui de potasse.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES CHLORATES LES PLUS IMPORTANS.

Chlorate de Potasse. Blanc; cristallise en lames; beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid. S'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution concentrée de potasse du commerce. Ce sel est employé, 1° pour extraire l'oxigène pur; 2° pour former les oxides de chlore; 3° pour faire le chlorate oxigéné; 4° pour former des poudres fulminantes par le choc; 5° pour faire les briquets oxigénés. Ce sel est composé de 38,77 de potasse et de 61,23 d'acide. Il a été découvert par Berthollet.

Tous les autres chlorates s'obtiennent directement; ils jouissent des mêmes propriétés chimiques que celui de potasse; aucun n'est employé, même dans les laboratoires.

Chlorates oxigénés.

On ne connaît qu'un seul chlorate oxigéné, celui de potasse; on l'obtient, 1° en traitant le chlorate de potasse par deux fois son poids d'acide sulfurique concentré; 2° en faisant passer un courant galvanique à travers une dissolution saturée de chlorate de potasse. Ce sel est peu soluble dans l'eau froide, il se décompose à la température de 200°. L'acide sulfurique étendu d'eau, le décompose à 140°. Mêlé avec les substances combustibles, il ne forme que des poudres qui fulminent difficilement. Il est composé de 34,48 de potasse et de 65,52 d'acide. La quantité d'oxigène de l'oxide est celle de l'acide :: 1 : 7; et à la quantité d'acide :: 1 : 11,401.

CHAPITRE III.

Sels dont l'Acide est composé d'Azote et d'Oxigène.

734. Nous connaissons trois acides oxigénés à base d'azote. Nous examinerons successivement les trois genres de Sels auxquels ils peuvent donner naissance.

§ Ier.

A. *Des Nitrates neutres.*

735. *Propriétés générales.* Tous les nitrates sans exception sont décomposables par la chaleur ; ceux qui ont une grande affinité pour l'oxigène, tels que les nitrates de soude et de potasse, laissent d'abord dégager de l'oxigène, se transforment en nitrites qui, à une plus haute température, se décomposent, et laissent dégager de l'oxigène, de l'azote, un peu d'acide nitreux, et donnent pour résidu la soude ou la potasse. Les autres se décomposent plus facilement, et donnent en même temps de l'oxigène, de l'acide nitreux, et l'oxide reste ou dans son état primitif d'oxigénation, ou à un degré plus élevé, lorsqu'il en est susceptible, ou se réduit lorsqu'il appartient au 2 derniers ordres, et que la température est suffisamment élevée. Il arrive aussi quelquefois que l'acide nitrique se dégage sans se décomposer : c'est ce qui a lieu pour les nitrates très-faciles à réduire comme ceux de platine, de palladium, de rhodium et d'iridium.

736. Les nitrates étant décomposables par la chaleur, et cette décomposition donnant naissance à une certaine quantité d'oxigène libre ou faiblement retenu par l'azote dans l'acide nitreux, il en résulte que les nitrates, à une température plus ou moins élevée, doivent brûler la plupart des corps combustibles, surtout ceux qui sont combustibles dans l'air et le gaz oxigène ; ainsi, le bore, le carbone, le phosphore, le soufre brûlent rapidement à une température élevée, lorsqu'ils sont mêlés

avec les nitrates. Le bore passe à l'état d'acide borique, et se combine avec la base du nitrate. Le carbone en excès donne de l'oxide de carbone et du gaz azote, et l'oxide du nitrate reste pur ou se réduit; si le nitrate au contraire est en excès, il se forme de l'acide carbonique et de l'acide nitreux; lorsque le nitrate est à base de soude, de potasse, de barite ou de strontiane, il se produit un carbonate indécomposable par la chaleur. Avec le soufre, on obtient un sulfate, si le nitrate est à base alcaline ou de magnésie; de l'acide sulfureux et un oxide avec les nitrates du 1er ordre, excepté celui de magnésie; de l'acide sulfureux et un sulfure métallique avec tous les autres. Cette diversité de produits résulte de ce que tous les sulfates, excepté ceux de magnésie et du 2e ordre, sont décomposables par la chaleur; que ceux du 1er ordre laissent l'oxide pour résidu, et tous les autres un sulfure. L'azote est sans action sur les nitrates: le chlore et l'iode sont souvent dans le même cas. Tous les métaux sont attaqués par les nitrates, excepté ceux du dernier ordre; le métal s'oxide ou s'acidifie d'abord, et se réduit ensuite, s'il appartient au 6e ordre. Tous les sulfures et les phosphures métalliques sont attaqués par les nitrates à une température élevée: les produits sont faciles à prévoir d'après ce qui précède.

737. Les acides sulfurique, phosphorique, fluorique, arsenique, hydro-chlorique, liquide et borique, décomposent tous les nitrates; les 5 premiers opèrent cette décomposition à froid ou à la température de l'ébullition; le dernier n'agit qu'à la chaleur rouge. Tous ces acides se substituent à l'acide nitrique; les 4 premiers laissent dégager l'acide nitrique en vapeurs; l'acide hydro-chlorique le décompose en partie en donnant naissance à du chlore et à de l'acide nitreux.

738. Il n'existe dans la nature que 3 nitrates, ceux de potasse, de chaux et de magnésie. Ces 3 sels se trouvent toujours ensemble, en dissolution dans les eaux, ou en efflorescence, jamais en couches ni en grandes masses. Il paraît qu'ils se forment continuellement à la surface de la terre, par la décomposition des substances organiques.

739. On obtient le nitrate de potasse en l'extrayant des matériaux qui le contiennent, comme nous le dirons bientôt, et tous les autres en trai-

tant les métaux, leurs oxides, leurs sulfures ou leurs carbonates par l'acide nitrique.

740. Dans tous les nitrates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 est à 5, et à la quantité d'acide comme 1 est à 6,77. D'après cette loi et la composition des oxides, il est facile de déterminer la composition de tous les nitrates neutres.

741. On n'emploie dans les arts que les nitrates de potasse, de bismuth, de mercure et d'argent; dans les laboratoires, on en emploie plusieurs autres comme réactifs.

742. *Nitrate de Zircone.* Ce sel est astringent, rougit les teintures bleues végétales; il ne cristallise point; sa dissolution, concentrée par évaporation, se prend en une gelée transparente et visqueuse peu soluble dans l'eau. On obtient le nitrate de zircone en traitant la zircone en gelée par l'acide nitrique. Le sous-carbonate d'ammoniaque précipite le nitrate de zircone à l'état de sous-carbonate soluble dans un excès de sous-carbonate d'ammoniaque.

743. *Nitrate de Thorine.* Ce sel est astringent, très-soluble dans l'eau, incristallisable; par la chaleur, la thorine se sépare de l'acide et se précipite; sa dissolution, concentrée par une douce chaleur, se prend en une masse visqueuse, qui redevient liquide par le contact prolongé de l'air. Ce sel s'obtient directement en traitant la thorine par l'acide nitrique.

744. *Nitrate d'Alumine.* Ce sel est astringent, très-déliquescent, par conséquent très-soluble dans l'eau. Il est toujours acide; sa dissolution concentrée se prend en une masse visqueuse. On l'obtient directement en traitant l'alumine par l'acide nitrique.

745. *Nitrate de Glucine.* Ce sel est sucré, mais un peu astringent. Il est déliquescent, très-soluble dans l'eau, toujours acide; sa dissolution concentrée se prend en une masse visqueuse; les sous-carbonates de soude, de potasse et d'ammoniaque forment dans la dissolution de ce sel un précipité soluble dans un excès d'alcali. Le nitrate de glucine s'obtient directement en traitant la glucine ou son carbonate par l'acide nitrique.

746. *Nitrate d'Yttria.* Ce sel est sucré, un peu astringent, déliquescent, très-soluble dans l'eau, incristallisable, toujours acide; sa dissolution forme avec le sous-carbonate d'ammoniaque un précipité soluble dans un excès de sous-carbonate, et avec les sous-carbonates de soude et de potasse, des précipités insolubles dans

un excès de ces alcalis. Ce sel s'obtient directement en traitant l'yttria ou son carbonate par l'acide nitrique.

747. *Nitrate de Magnésie.* Ce sel est très-amer, déliquescent et très-soluble dans l'eau ; il cristallise en aiguilles ou en prismes rhomboïdaux. Il existe dans la nature. On le prépare ordinairement en versant de l'acide nitrique sur la magnésie ou son carbonate. Ce sel forme un sel double avec l'ammoniaque ; les autres alcalis le précipitent en totalité. Le nitrate de magnésie naturel existe dans les matériaux salpétrés ; on le convertit en nitrate de potasse.

748. *Nitrate de Barite.* Le nitrate de barite est âcre ; il cristallise en octaèdres, qui ne renferment point d'eau de cristallisation ; 100 parties d'eau dissolvent 5 parties de nitrate de barite à zéro, et 18 à 101°,65. Exposé sur des charbons ardens, il décrépite ; il se fond à la chaleur rouge, se décompose, laisse dégager de l'oxigène, de l'azote, de l'acide nitreux, et donne pour résidu la barite en masse poreuse.

Le nitrate de barite s'obtient par le procédé suivant : on pulvérise du sulfate naturel de barite le plus pur possible ; on le mêle avec le sixième de son poids de charbon ; on introduit le mélange dans un creuset que l'on chauffe au rouge blanc pendant deux heures ; après ce temps, le sulfate est transformé en sulfure ; on dissout ce sulfure dans l'eau chaude, et on verse dans la dissolution de l'acide nitrique. Cet acide s'empare de la barite, et forme un nitrate qui reste en dissolution ; une partie du soufre se précipite, et l'autre, par la décomposition de l'eau, se transforme en acide sulfureux et en acide hydro-sulfurique qui se dégagent ; on filtre, on fait évaporer, et le nitratre cristallise par le refroidissement. Souvent le sulfate renferme du fer ; alors il faut, avant de le calciner avec le charbon, le traiter par l'acide hydro-chlorique. Lorsque l'on verse l'acide nitrique dans la dissolution de sulfure, il faut opérer en plein air ou dans des vases fermés qui laissent dégager les gaz par des tubes à l'extrémité desquels on puisse les brûler, car l'acide hydro-sulfurique est très-dangereux à respirer. Il arrive presque toujours que le nitrate est coloré par un peu de fer : pour le purifier complétement, on le dissout dans l'eau, et on y verse une dissolution de barite : le fer est précipité ; on filtre, et on fait cristalliser de nouveau, après avoir saturé l'excès de barite par l'acide nitrique. On peut

aussi calciner légèrement le mélange de nitrate de barite et de fer : ce dernier se décomposant à une température beaucoup plus basse que le premier, on obtiendra un mélange d'oxide de fer et de nitrate de barite, que l'on séparera facilement par l'eau.

Le nitrate de barite est souvent employé comme réactif pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné. L'eau qui renferme $^1/_{4000}$ de son poids d'acide sulfurique ou d'un sulfate quelconque, est sensiblement troublée par le nitrate de barite. Ce sel est aussi employé pour obtenir la barite. Il est composé de 40,91 d'acide et de 59,09 d'oxide.

749. *Nitrate de Strontiane.* Ce sel s'effleurit à l'air ; il est beaucoup plus soluble que le nitrate de barite ; l'eau à 15° en dissout un égal poids, et à 100°, deux fois autant. Il se décompose par la chaleur comme le nitrate de barite. On l'obtient par les mêmes procédés ; on l'emploie uniquement pour en extraire la strontiane; on pourrait s'en servir aussi pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique ; mais ce réactif est bien moins sensible que le nitrate de barite. Le nitrate de strontiane, ainsi que la plupart des autres sels de cette base, jouit de la propriété de colorer en rouge la flamme d'une bougie. Ce sel est composé de 50,94 d'acide et de 49,06 d'oxide,

750. *Nitrate de Chaux.* Ce sel est très-âcre ; il est déliquescent, très-soluble et incristallisable dans l'eau : dissout dans l'alcohol, il cristallise en aiguilles : l'eau à la température ordinaire en dissout quatre fois son poids ; il renferme beaucoup d'eau de cristallisation ; il éprouve facilement la fusion aqueuse ; calciné, il devient phosphorescent. Autrefois on le désignait, par cette raison, sous le nom de *Phosphore de Baudoin.* L'eau saturée de nitrate de chaux se prend en masse solide par une dissolution concentrée de potasse, parce que la chaux qui se précipite absorbe l'eau des deux dissolutions. Le nitrate de chaux existe dans les matériaux salpêtrés. Dans les laboratoires, on l'obtient en traitant le sous-carbonate de chaux par l'acide nitrique. Ce sel est composé de 65,06 d'acide et de 34,94 d'oxide.

751. *Nitrate de Potasse* (*Nitre, Salpêtre*). Ce sel, un des plus im-

portans par ses nombreux usages, doit être étudié avec le plus grand soin ; il est blanc, translucide, ordinairement cristallisé en prismes à 6 pans, terminés par des sommets à 2 faces ; sa saveur est fraîche et piquante ; exposé à l'air, il n'éprouve aucune altération, à moins qu'il ne soit très-humide, alors il devient déliquescent. Il ne contient point d'eau de cristallisation. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond à 350° ; coulé dans cet état de fusion, et refroidi, il se solidifie en une masse vitreuse translucide, que l'on désignait autrefois sous le nom de *Cristal Minéral*. A la chaleur rouge, il se décompose, laisse dégager de l'oxigène, et se transforme en nitrite ; mais bientôt ce dernier se décompose aussi ; il se dégage de l'oxigène, de l'azote, un peu d'acide nitreux, et la potasse pure reste pour résidu ; projeté sur des charbons incandescens, le nitrate de potasse les fait brûler avec rapidité. Le nitrate de potasse est très-soluble dans l'eau et beaucoup plus à chaud qu'à froid.

TABLE de la quantité de Nitrate de Potasse que peuvent dissoudre 100 parties d'eau.

TEMPÉRATURE.	QUANTITÉ DE NITRATE DE POTASSE.	TEMPÉRATURE.	QUANTITÉ DE NITRATE DE POTASSE.	TEMPÉRATURE.	QUANTITÉ DE NITRATE DE POTASSE.
0°	13,32	35°	54,35	70°	137,60
5°	16,60	40°	63,80	75°	154,10
10°	20,55	45°	73,95	80°	170,80
15°	25,49	50°	88,00	85°	187,92
20°	31,76	55°	97,70	90°	105,05
25°	39,85	60°	110,70	95°	125,60
30°	45,90	65°	124,51	100°	246,15

752. Le nitrate de potasse se forme continuellement à la surface du globe. On le rencontre en efflorescence à la surface du sol, en Espagne, en Égypte, en Perse, dans les Indes, et partout, dans les étables, les écuries, les bergeries, les caves, les celliers, les granges, les grottes qui servent d'asile aux animaux, et en général dans tous les lieux qui

reçoivent des émanations putrides. D'après les nombreuses observations faites en France, en Allemagne et en Suède, il paraît que le salpêtre se forme toujours lorsque des matériaux renfermant de la chaux, de la potasse, et des matières animales et de l'eau, se trouvent exposés à l'action de l'air atmosphérique ; l'acide nitrique se forme de l'azote des matières animales et de l'oxigène de l'air, et la base du nitrate est fournie par les substances végétales ou minérales.

Dans les lieux où les terres sont très-salpétrées, comme dans les Indes et en Egypte, on recueille les efflorescences salines qui se présentent à la surface du sol ; on les lessive, on concentre les dissolutions, et on fait cristalliser par le refroidissement. Ailleurs, on recueille des matériaux salpétrés provenant des démolitions du sol des étables, etc., ou bien on les forme dans des nitrières artificielles. Comme la méthode d'extraire le salpêtre des matériaux naturellement salpétrés et de ceux qui proviennent des nitrières artificielles est la même, nous commencerons par exposer ce que l'expérience à appris de plus positif sur la formation et la conduite des nitrières artificielles ; ensuite nous indiquerons les moyens d'extraire le salpêtre de ces matières, et de le purifier pour le rendre propre aux différens usages auxquels on le destine.

753. Les nitrières artificielles se composent de terres calcaires meubles, mêlées avec des fumiers et des matières animales ; tantôt elles sont placées sous de vastes hangards, tantôt à l'air libre ; dans tous les cas, on les remue souvent pour renouveler les surfaces qui sont en contact avec l'air, et on y verse des eaux de fumiers ou des urines d'animaux, de manière à y maintenir une continuelle humidité. Les matières animales n'éprouvant que lentement l'altération nécessaire à la formation du salpêtre, il s'écoule un temps considérable avant que la masse ait produit tout le salpêtre qu'elle peut fournir ; ordinairement on laisse agir pendant 3 ou 4 ans les matériaux qui sont mis pour la première fois en nitrière ; après ce temps, l'opération se fait plus rapidement, et on procède tous les deux ans à la lixiviation des terres. Comme il est important que les matériaux lessivés ne renferment plus de matières animales, parce qu'il s'en dissoudrait une partie qui nuirait beaucoup à

l'extraction du salpêtre, 6 mois avant l'époque de la lixiviation des terres, on ne fait plus entrer de matières animales dans les nitrières, et on ne les arrose plus qu'avec des eaux. La formation de 100 k. de salpêtre exige au moins 75 k. de matières animales sèches, ou 300 k. dans leur état ordinaire; une exploitation régulière de 1000 k. de salpêtre par an exigerait une masse de matériaux de 24,000 pieds cubes, dont $\frac{1}{3}$ serait lessivé chaque année. Les nitrières artificielles en grand seraient onéreuses, à cause de la grande quantité de fumiers qu'elles consomment, et de la main d'œuvre; ce n'est que dans les petites habitations rurales que cette exploitation peut devenir avantageuse par l'emploi des matières animales dont on ne fait pas usage, et du temps que ne réclame pas l'agriculture.

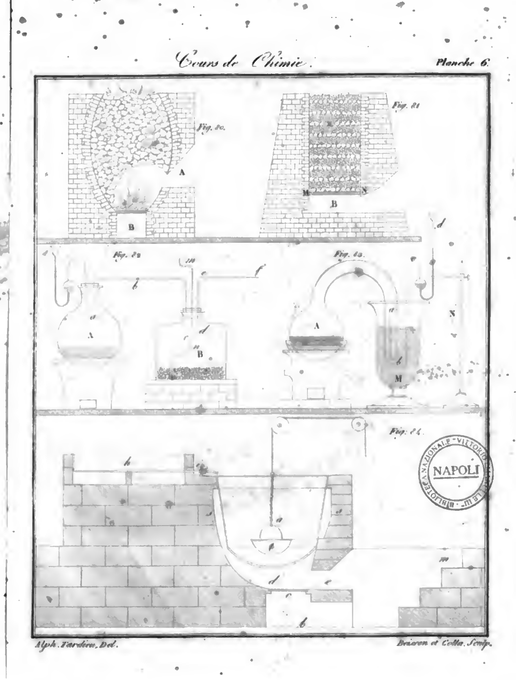
754. Examinons maintenant les moyens d'extraire le salpêtre des matériaux qui le renferment. Les terres salpétrées naturellement ou dans les nitrières artificielles, renferment au plus 5 pour 100 de leur poids de sels solubles. Ils sont au nombre de 7, savoir : les nitrates de potasse, de chaux et de magnésie, et les hydro-chlorates de potasse, de chaux, de magnésie et de soude. La première opération à laquelle on soumet les matériaux salpétrés, est la lixiviation.

Le lessivage des matériaux salpétrés se fait ainsi qu'il suit : on prend un certain nombre de tonneaux ouverts d'un côté, que l'on place sur 3 lignes; chacun d'eux est percé vers le fond d'un orifice circulaire d'un pouce de diamètre, garni d'un robinet. On commence par mettre au fond une couche de paille, et dessus on introduit les terres salpétrées passées à la claie, et une certaine quantité d'eau; après un contact de plusieurs heures, on fait écouler les lessives, et on renouvelle les eaux de lessivages, ou par des lessives des autres tonneaux, pour les amener au degré convenable de concentration, ou par des eaux neuves; les lessives qui marquent 10° à l'aréomètre de Baumé, sont désignées sous le nom d'*Eau* de *Cuite;* les autres, que l'on désigne sous le nom d'*Eaux Fortes* ou d'*Eaux Faibles*, sont mises à part.

Lorsqu'on a réuni une suffisante quantité d'eau de cuite marquant au moins 10°, on pourrait procéder immédiatement à la concentration

pour faire cristalliser le salpêtre ; mais comme les eaux renferment une très-grande quantité de nitrate de chaux et de magnésie, on commence par transformer ces nitrates en salpêtre : cette opération porte le nom de *Saturation*. Cette transformation se fait en versant dans les eaux du sous-carbonate de potasse : le sous-carbonate de potasse décompose les nitrates de chaux et de magnésie, en précipitant leurs bases à l'état de sous-carbonates. On peut aussi employer le sulfate de potasse ; mais alors, comme on ne transforme en salpêtre que le nitrate de chaux, il faut terminer la saturation par du sous-carbonate de potasse. Au lieu de sulfate de potasse, on pourrait aussi employer un mélange de sulfate de soude et d'hydro-chlorate de potasse dans la proportion de 89 à 93 : par la réaction de ces deux sels et du nitrate de chaux, il se forme du nitrate de potasse, du sulfate de chaux et du sel marin ; les sels de potasse absorbés dans la saturation, ne sont pas uniquement employés à former du salpêtre avec les nitrates de chanx et de magnésie ; une partie est absorbée par l'hydro-chlorate de chaux qui se transforme en hydro-chlorate de potasse en laissant précipiter sa base. Cette portion de potasse est complétement perdue ; on a cru pendant long-temps que l'hydro-chlorate de chaux n'était attaqué par la potasse qu'après les nitrates : alors il devenait important de déterminer le point auquel il fallait arrêter la saturation. Mais de nombreuses expériences ont appris que la potasse se porte à la fois sur tous les sels qu'elle peut décomposer, et qu'il est avantageux d'opérer complétement la saturation ; car s'il reste dans la liqueur une certaine quantité d'hydro-chlorate de chaux, il reste également des nitrates ; ainsi, quel que soit le mode de saturation adopté, on devra verser les sels alcalins jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité.

Lorsque la saturation des eaux de cuite est complète, on les abandonne pendant quelques heures pour qu'elles se clarifient ; le précipité est composé de sous-carbonate de chaux et de magnésie, de sulfate de chaux, et la liqueur tient en dissolution du salpêtre, de l'hydro-chlorate de soude et de potasse, et de plus une petite quantité des sels insolubles qui restent en dissolution à la faveur d'un excès d'acide carbonique.



Alph. Tardieu, Del. Braison et Colta, Sculp.



Alors on procède à la saturation. L'appareil dont on se sert pour cet objet est composé (*fig.* 84) d'une chaudière en cuivre *a*, sous laquelle on brûle le combustible, et d'une autre *h*, à fond plat, qui est chauffée par la fumée : cette dernière est destinée à élever la température des eaux de cuites nécessaires pour remplacer l'eau qui s'évapore de la première. Aussitôt que l'ébullition commence dans la chaudière *a*, il se forme des écumes qu'on enlève avec une écumoire et que l'on met à égoutter sur les bords de la chaudière; en même temps il se forme des dépôts terreux provenant du dégagement de l'acide carbonique; on les reçoit dans un chaudron *l* suspendu au fond de la chaudière. Ce chaudron reste ainsi suspendu jusqu'à ce que le sel marin commence à se précipiter; à partir de cette époque, on enlève les précipités et les écumes avec des écumoires. On reconnaît que la liqueur est à son point de concentration lorsqu'elle marque 80° à l'aréomètre, ou lorsqu'en faisant refroidir cinq mesures de liqueur, il ne reste après la cristallisation qu'une mesure d'eau-mère. Lorsque l'eau a atteint le degré de concentration, on arrête le feu et on laisse reposer pendant quelques heures, afin de faire déposer tout le sel marin. On verse ensuite le liquide dans des baquets de fer, de cuivre ou de bois, où la cristallisation s'opère; elle est terminée lorsque la température du liquide est descendue à celle de l'air environnant; on décante l'eau qui surnage; on détache le salpêtre, on le brise, on le brasse avec $^1/_4$ de son poids d'eau, et, au bout de 24 heures, on laisse écouler l'eau. Les eaux-mères et les eaux de lavage sont réunies et employées dans les opérations suivantes, de même que les lavages du sel marin.

Le salpêtre obtenu par les opérations que nous venons de décrire, porte le nom de *Salpêtre Brut;* il renferme ordinairement 25 p. % de substances étrangères, qui se composent de sel marin, de chlorure de potassium et de sels déliquescens, et dont, pour la plupart des usages du salpêtre, il est indispensable de le séparer. Le raffinage du salpêtre est fondé sur la propriété qu'il a d'être plus soluble dans l'eau chaude que les sels étrangers qu'il renferme, et sur ce que l'eau saturée de nitre peut dissoudre ces autres sels. On procède au raffinage par le

procédé suivant. On met dans une chaudière 30 parties de salpêtre et 6 parties d'eau ; on chauffe jusqu'à l'ébullition ; une grande partie des chlorures de sodium et de potassium se précipitent ; on les enlève, et lorsqu'il ne se fait plus de dépôt, on clarifie par la colle ; on ajoute 4 parties d'eau et on fait cristalliser dans des vases de cuivre peu profonds, dans lesquels on agite des rabots, pour troubler la cristallisation et obtenir le nitre en poudre. Enfin, on termine l'opération du raffinage en lavant le salpêtre avec de l'eau pure ou avec de l'eau saturée de ce sel.

755. *Usages.* Les usages du salpêtre sont nombreux : on l'emploie dans la fabrication des acides nitrique et sulfurique, de la poudre, et dans les officines pour former différentes compositions, connues sous les noms de *Foie d'Antimoine*, de *Crocus Metallorum*, d'*Antimoine Diaphorétique, lavé ou non lavé*, de *Fondant de Rotrou*, de *Flux blanc* et de *Flux noir.*

756. Le *Foie d'Antimoine* s'obtient en projetant dans un creuset chauffé au rouge parties égales de nitre et de sulfure d'antimoine ; il en résulte une masse d'un brun-marron, composée de sulfate de potasse, du sulfure de potasse et d'oxide d'antimoine sulfuré.

757. Le *Crocus Metallorum* s'obtient en lavant le foie d'antimoine, ou en grillant le sulfure jusqu'à ce qu'il ait perdu son éclat métallique, et le fondant ensuite dans un creuset ; il a un aspect vitreux, un reflet métallique ; il est rouge par réfraction.

758. L'*Antimoine Diaphorétique* s'obtient en projetant dans un creuset chauffé au rouge deux parties de nitre et une partie d'antimoine : ce composé est formé d'oxide d'antimoine et de potasse en excès ; en le lavant, il reste de l'oxide avec $1/4$ de son poids de potasse.

759. Le *Fondant de Rotrou* s'obtient en plaçant dans une chaudière de fonte un mélange de trois parties de nitre et d'une de sulfure d'antimoine, et y mettant le feu : la combustion est très-vive, et donne pour résidu un mélange de sulfate de potasse et d'oxide d'antimoine combiné avec la potasse.

760. Le *Flux blanc* et le *Flux noir* sont les résidus de la calcination du nitre et du tartrate de potasse ; ils sont uniquement formés d'hy-

drate de potasse ; le dernier est coloré par un peu de charbon qui n'a pas été brûlé.

761. *Poudre.* La poudre est un mélange de nitre, de charbon et de soufre. Les proportions adoptées en France, sont :

Poudre.....	de guerre.....	de chasse.....	de mine.
Salpêtre........	75,0	76	65.
Charbon........	12,5	12	15.
Soufre.........	12,5	12	20.

Pour que la poudre soit de bonne qualité, il faut que les trois substances qui la composent soient préparées avec soin, et que leur mélange soit le plus intime possible. On n'emploie jamais que du salpêtre raffiné, qui ne contient aucun sel déliquescent, du soufre raffiné par sublimation, et du charbon fait en vases clos : les charbons de bois tendres et légers sont les meilleurs ; en France, on se sert uniquement de celui de bourdaine. Dans la plupart des poudrières, on fait le mélange dans des mortiers en bois, dont les pilons, garnis à la partie inférieure d'une armure en métal de cloche, sont mûs par un courant d'eau ; on ajoute au mélange une certaine quantité d'eau, de manière à obtenir une pâte solide : le battage dure environ 14 heures ; les gâteaux sont ensuite abandonnés pendant 2 jours, afin qu'ils perdent une partie de leur humidité ; après quoi on graine la poudre en agitant ces gâteaux dans un tamis avec une masse de bois de forme lenticulaire ; les grains trop gros et la poussière sont ensuite séparés par des tamis, dont les ouvertures ont des dimensions convenables. La poudre de guerre ou celle de mine est séchée immédiatement, et époussetée après la dessication, pour en séparer la poussière qui s'est formée ; mais celle qui est destinée pour la chasse éprouve encore une manipulation avant d'être portée au séchoir ; elle a pour objet de détruire les aspérités qui recouvrent la surface des grains : pour lisser la poudre, on l'expose d'abord pendant une heure au soleil, afin d'en sécher la surface ; puis on l'introduit dans des tonneaux, dont l'axe est horizontal et mobile, et dont la surface intérieure est garnie de liteaux dirigés vers le centre ; ces tonneaux sont

mûs par un courant d'eau, les frottemens continus des grains les uns contre les autres détruisent leurs aspérités, et lissent parfaitement leurs surfaces : après l'opération du lissage, on époussette la poudre, et on la porte au séchoir. La poudre lissée ne salit point les armes, et s'altère bien moins à l'air que celle qui ne l'est pas.

762. M. Champy fils a découvert un nouveau mode de fabrication, qui paraît plus avantageux que celui que nous venons de décrire, et qui commence à être mis en pratique. Il consiste, 1° à pulvériser séparément les 3 élémens de la poudre dans des tonneaux mobiles garnis intérieurement de liteaux saillans, et renfermant des balles de métal de cloche ; un ventilateur chasse la poudre la plus fine dans un réservoir ; 2° à faire le mélange dans un appareil semblable, mais dans lequel les balles de bronze sont remplacées par de la grenaille de plomb ; 3° à faire une pâte avec 100 parties de mélange et 14 d'eau, que l'on fait passer à travers un tamis à trous ronds ; les cylindres qui se forment étant ensuite placés dans un tonneau mobile, se brisent et produisent de petits grains très-ronds, que l'on sépare des grains trop gros et de la poussière par des tamis ; 4° à agiter ces petits noyaux humectés dans des tamis contenant du mélange en poudre ; les grains grossissent en conservant leur forme ; 5° à séparer les grains d'inégales grosseurs par des tamis ; 6° et enfin, à faire sécher la poudre par un courant d'air chaud.

Les produits de la combustion de la poudre sont gazeux et solides. Les premiers sont formés d'acide carbonique, d'azote, d'oxide de carbone, d'hydrogène sulfuré, d'hydrogène carboné et de vapeurs d'eau ; les produits solides se composent de sulfate de potasse, de sulfure de potasse ou de potassium. L'origine de tous ces produits est facile à reconnaître d'après l'action des élémens de la poudre et la présence constante de l'hydrogène dans le charbon (1). On peut facilement recueillir les substances qui se forment dans la combustion de la poudre, en introduisant de la poudre dans une capsule de platine que l'on porte dans une cloche pleine d'azote, qui repose sur le mercure, et enflammant la poudre au moyen des rayons solaires concentrés par une lentille. On peut encore se servir de l'appareil imaginé par MM. Thénard et Gay-Lussac, pour analyser les substances végétales, appareil que nous décrirons bientôt.

---

(1) Suivant M. Proust, dans la combustion lente de la poudre, il se forme outre les produits que nous venons de désigner, de l'acide nitreux, du nitrite de potasse et du cyanure de potasse.

Ce sont les corps gazeux qui se forment pendant la combustion de la poudre qui produisent sa force projectile. Une poudre est d'autant meilleure, que par sa combustion elle produit plus de gaz, et dans un temps plus court. Dans la poudre, le soufre agit principalement pour propager rapidement la combustion, le charbon pour former beaucoup de gaz, et le nitre pour fournir à la combustion de ces deux substances.

763. *Nitrate de Soude.* Le nitrate de soude n'existe point dans la nature. On l'obtient en traitant la soude ou le carbonate de soude par l'acide nitrique; il a une saveur fraîche, piquante et amère; il est soluble dans 3 fois son poids d'eau, et cristallise en prismes rhomboïdaux.

764. *Nitrate de Lithium.* Ce sel n'existe point dans la nature. On l'obtient directement; il est très-déliquescent, cependant il cristallise en aiguilles ou en rhomboïdes; sa saveur est analogue à celle du nitre.

765. *Nitrate de Manganèse.* Le manganèse, à l'état métallique, se dissout dans l'acide nitrique étendu de son poids d'eau, et forme un proto-nitrate, en donnant lieu, suivant quelques chimistes, à un simple dégagement d'azote; suivant d'autres, il y a aussi décomposition de l'eau et formation d'un peu d'ammoniaque.

Le proto-nitrate de manganèse se forme aussi, 1° en mettant en contact l'acide affaibli et le protoxide; l'action a lieu tranquillement et sans effervescence: 2° par l'action de l'acide sur le carbonate; alors il y a dégagement de gaz acide carbonique.

Avec le peroxide de manganèse, on peut aussi obtenir du proto-nitrate; mais il faut ajouter de la gomme, du sucre, etc.; et la dissolution, très-lente auparavant, ne tarde pas à s'opérer, parce qu'alors le peroxide est ramené à un moindre degré d'oxigénation par la combustion de la matière végétale ajoutée: avec la gomme, il se forme beaucoup de gaz acide carbonique, et avec le sucre, outre cet acide, il se forme encore de l'acide oxalique.

Le proto-nitrate de manganèse est incolore, cristallise en aiguilles, attire l'humidité de l'air atmosphérique, est soluble dans l'eau et dans l'alcool qui brûle alors avec une flamme verte. Ce sel, calciné en vases clos, perd son acide, et l'oxide exposé ensuite à l'air, en absorbe l'oxigène avec dégagement de lumière.

Le peroxide de manganèse ne se dissout que difficilement dans l'acide nitrique, et l'on obtient un sel très-acide, incristallisable, qui tire plus ou moins sur le rose ou le violet.

766. *Nitrate de Zinc.* Le zinc et l'acide nitrique ont une action si forte l'un sur l'autre, que l'acide étant concentré, le métal s'enflamme, et l'acide est complétement décomposé.

Pour dissoudre le zinc dans l'acide nitrique, on prend celui-ci affaibli de deux fois son poids d'eau et le métal en gros fragmens. Il en résulte une dissolution incolore qui, par une évaporation ménagée, donne des prismes à quatre pans, comprimés et striés, terminés par des pyramides à quatre faces. Ces cristaux sont très-styptiques, très-solubles dans l'eau et l'alcool, déliquescens, très-fusibles, et facilement décomposables par le feu; ils détonent légèrement sur les charbons ardens, avec émission d'une flamme rouge.

767. *Nitrate de Fer.* Le fer décompose si rapidement l'acide nitrique, même lorsqu'il est étendu d'eau, qu'il n'y a point de proto-nitrate de ce métal, et le protoxide de fer lui-même se suroxigène lorsqu'on le traite par l'acide nitrique même affaibli.

Le deutoxide de fer traité à froid par l'acide nitrique affaibli, s'y dissout. Cette dissolution qui a une couleur jaune-verdâtre, et qui passe dans les laboratoires pour être incristallisable, a donné à M. Vauquelin des cristaux volumineux en prismes carrés avec un biseau, d'une belle transparence et incolores, en laissant long-temps en contact l'oxide noir et l'acide nitrique, et M. Haussman prépare ce sel cristallisé, en grand, pour sa fabrique de teinture, en projetant peu à peu du deutoxide de fer dans l'acide nitrique convenablement étendu. Ces cristaux sont violets par réfraction et gris de perle par réflexion: ils sont déliquescens, d'une saveur acre et styptique, et deviennent rouges en les jetant dans l'eau, parce qu'alors il se forme un sous-tritonitrate insoluble, ce qui a également lieu en exposant la dissolution à l'air. L'action de la chaleur sur ce sel liquide fait passer aussi l'oxide à l'état de tritoxide rouge et insoluble.

768. *Nitrate d'Étain.* L'acide nitrique concentré agit vivement sur l'étain, et le transforme en deutoxide qui se précipite en totalité: il se forme de l'ammoniaque, par la combinaison de l'azote de l'acide, et de l'hydrogène de l'eau décomposés.

Si dans l'acide nitrique affaibli, de 1,114 seulement de pesanteur spécifique, on jette successivement des portions d'étain en grenaille, ou si l'on y plonge des lingots d'étain, il y a aussi décomposition d'une

partie de l'acide et de l'eau, formation d'ammoniaque et de protoxide d'étain qui se dissolvent dans l'acide nitrique non décomposé. Ce protonitrate est jaunâtre, incristallisable, très-acide. Si on le concentre par la chaleur, il est décomposé, et son oxide passe au second degré d'oxidation : évaporé jusqu'à siccité, il laisse un résidu de deutoxide et d'un peu de nitrate d'ammoniaque que l'on retire par le lavage.

L'acide nitrique ne dissout pas le deutoxide d'étain, à moins qu'on n'y ajoute de l'ammoniaque : on obtient alors un sel triple, le *nitrate ammoniaco-d'étain.*

769. *Nitrate de Cadmium.* L'acide nitrique étendu de son volume d'eau est facilement attaqué par le cadmium qui s'empare d'une partie de son oxigène, et dégage du protoxide d'azote. Par une évaporation ménagée, on chasse une partie de l'acide excédant, et l'on obtient des cristaux en prismes ou en aiguilles ordinairement groupées en rayons. Quoique ces cristaux contiennent 28,37 d'eau de cristallisation par cent, ils sont déliquescens.

770. *Nitrate d'Arsénic.* L'acide nitrique oxide facilement l'arsénic et dissout une assez grande quantité de protoxide et de deutoxide de ce métal. Par l'évaporation, il en laisse déposer une partie, et fait passer l'autre à l'état d'acide arsénique. Il reste cependant quelques parcelles de cet oxide en dissolution dans l'acide, car on les voit se précipiter par l'addition d'une grande quantité d'eau, ou d'un peu de sous-carbonate alcalin.

771. *Nitrate de Chrôme.* L'acide nitrique distillé plusieurs fois de suite et à siccité sur le chrôme, le change en oxide vert et le fait passer ensuite à l'état d'acide chromique jaune-orangé.

Le protoxide de chrôme, précipité récemment par la potasse et hydraté, se dissout aisément dans l'acide nitrique affaibli, qui prend une couleur améthyste, et donne, par l'évaporation, des cristaux octaèdres d'une belle couleur rouge-violette, qui sont du sur-nitrate de chrôme.

772. *Nitrate de Molybdène.* On ne connaît pas jusqu'à présent de nitrate de molybdène : il est même douteux que ce sel puisse exister, car on ne voit d'autre action de l'acide nitrique sur le molybdène et sur son sulfure, que l'oxidation et l'acidification du métal et du soufre par la décomposition de l'acide.

773. *Nitrate de Tungstène.* Il ne paraît pas qu'il existe ou au moins qu'on connaisse encore ce sel, puisque les Chimistes qui se sont le plus occupés du tungstène, assurent qu'il n'y a aucune action de ce métal sur l'acide nitrique, et que les oxides noir ou brun de tungstène, par l'action de cet acide, se transforment en acide tungstique.

774. *Nitrate de Colombium.* Ce sel n'existe point, car le colombium n'est point attaqué par l'acide nitrique ni par aucun acide connu, et sa seule combinaison avec l'oxigène refuse de se dissoudre dans les acides; mais elle se combine fort bien avec les bases salifiables.

775. *Nitrate d'Antimoine.* L'action de l'acide nitrique concentré et de l'antimoine est très-vive: l'eau et l'acide sont décomposés, il se forme une petite quantité d'ammoniaque, et l'antimoine se précipite à l'état de deutoxide.

En prenant l'antimoine en morceaux et l'acide nitrique affaibli de son poids d'eau, il y a formation de protoxide et dissolution peu permanente, car il se précipite du deutoxide à l'air, suivant quelques Chimistes, et du sous-nitrate, suivant d'autres. L'eau en précipite un oxide blanc, considéré aussi par quelques-uns comme un sous-nitrate, et qui, d'après M. Berzélius, a la propriété de s'enflammer et de brûler comme de l'amadou, quand on le dessèche.

776. *Nitrate d'Urane.* L'acide nitrique dissout également bien le métal et ses oxides, mais il se forme toujours du deuto-nitrate qui varie pour la couleur, car il est jaune, s'il est neutre, et jaune-verdâtre, s'il est acide.

Le nitrate d'urane est un des plus beaux sels métalliques qu'on puisse préparer dans les laboratoires. En évaporant doucement la dissolution, elle donne, dans l'espace de quelque temps, des cristaux assez volumineux en prismes hexagones et comprimés. Ces cristaux sont solubles dans moins de la moitié de leur poids d'eau froide et dans l'eau bouillante, en toute proportion. Exposés à l'action de la chaleur, ils éprouvent la fusion aqueuse, se dessèchent, se transforment ensuite en sous-nitrate qui est jaune aussi, et finissent par se décomposer complétement. Dans un air froid et humide, le nitrate d'urane cristallisé devient promptement liquide; il devient au contraire très-rapidement efflorescent lorsque l'air est à 38° et qu'il n'est pas saturé d'humidité.

Distillé avec l'alcool, le nitrate d'urane donne de l'éther nitrique et de l'éther acétique: l'éther lui-même en dissout 0,20 de son poids, et la dissolution qui d'abord est jaune, devient verte par l'action de la lumière; il se sépare une portion aqueuse verte qui contient de l'urane: l'éther prend l'odeur de l'éther nitrique, et enfin, il se sépare une poudre d'un gris-noirâtre qui est du protoxide d'urane.

Versées dans la dissolution de nitrate d'urane, la potasse et la soude en précipitent l'oxide en poudre jaune ou deutoxide sans le redissoudre: il n'en est pas de même de leurs carbonates: un excès de ceux-ci fait disparaître le précipité tout à coup: cette propriété pourrait servir à purifier l'oxide d'urane.

Le nitrate d'urane est composé d'oxide 61, d'acide 23 et d'eau 14.

Lorsque le nitrate d'urane a été chauffé au point de prendre une couleur jaune-orangé, il a perdu une partie de son acide, n'est plus entièrement soluble dans l'eau, et il se précipite un sous-nitrate en poudre jaune.

777. *Proto-Nitrate de Cérium.* On l'obtient en traitant l'oxide blanc de cérium ou protoxide par l'acide nitrique étendu d'eau. Ce sel est incristallisable, incolore, attire l'humidité de l'air atmosphérique; sa saveur est d'abord piquante, puis très-sucrée, quoiqu'il rougisse le tournesol.

778. *Deuto-Nitrate de Cérium.* On l'obtient en traitant l'oxide brun-rouge ou deutoxide de cérium par l'acide nitrique bouillant. Il est jaunâtre, piquant, sucré, déliquescent et incristallisable, à moins qu'il ne contienne un assez grand excès d'acide; car alors on obtient, par évaporation et refroidissement, des cristaux blancs qui attirent l'humidité de l'air.

Le deuto-nitrate neutre donne par sa dissolution un sel jaunâtre dont l'alcool à 38° dissout à froid la moitié de son puids : cette dissolution a une cuuleur rougeâtre, et après la combustion de l'alcool, elle laisse du proto-nitrate blanc.

Le deuto-nitrate de cérium, exposé au feu, se fund, se boursuufle, exhale des vapeurs d'acide nitrique, se décompose enfin, et laisse un oxide couleur de brique.

779. *Nitrate de Cobalt.* L'acide nitrique dissout facilement le cobalt ou ses oxides. Il y a dégagement de deutoxide d'azote, si on emploie le métal, et d'oxigène, si c'est le deutoxide. La dissolution de nitrate de cobalt est rouge : concentrée et abandonnée à elle-même, elle donne de petits cristaux de même cuuleur.

Le nitrate de cobalt s'unit à l'ammoniaque en formant un sel double, soluble : le *nitrate ammoniaco de cobalt* cristallise en cubes d'un beau rouge, inaltérables à l'air, fusant au feu et donnant de l'ammoniaque par la potasse. Il résulte de l'existence de ce sel que l'ammoniaque ne précipite pas le nitrate de cobalt, dont la potassé et la soude séparent le protoxide hydraté.

780. *Nitrate de Titane.* Comme l'acide nitrique attaque à peine le titane et son oxide, même lorsqu'il a été calciné avec la potasse et lavé ensuite à grande eau, on ne prépare le nitrate de titane qu'avec le carbonate : cette dissolution, d'apparence huileuse, cristallise, par l'évaporation spontanée, en rhombes allongés, transparens ; elle est très-facilement décomposable par la chaleur, qui la rend trouble et en sépare l'oxide de titane.

781. *Nitrate de Bismuth.* L'acide nitrique concentré agit avec une extrême violence sur le bismuth : il se dégage beaucoup de gaz nitreux, et le métal est changé en une poudre blanche, qui est de l'oxide pur.

Lorsque l'acide est étendu d'eau, l'action est moins vive et le métal se dissout. En évaporant convenablement la dissolution, on obtient ce sel en gros parallélipipèdes incolores, qui se couvrent d'oxide blanc quand on les expose à l'air. Ce sel est décomposé par la chaleur : on a pour résidu l'oxide jaune, qui est employé, comme fondant, pour la peinture sur porcelaine. Il est aussi décomposé par l'eau : si l'on verse goutte à goutte la dissolution de nitrate de bismuth dans une

grande quantité d'eau, il se précipite sous la forme de flocons blancs, et quelquefois de paillettes nacrées, un sous-nitrate contenant trois fois plus d'oxide que le nitrate cristallisé, et qui était connu autrefois sous le nom de *Magistère de Bismuth* ou blanc de bismuth. Il reste dans l'eau un sur-nitrate.

Le nitrate de bismuth fuse légèrement sur le charbon et détone avec le phosphore.

On peut s'en servir comme encre de sympathie. Si l'on trace des caractères avec le nitrate liquide, ils sèchent et deviennent invisibles : mais si l'on trempe le papier dans l'eau, ils deviennent d'un blanc mat, qui les fait très-bien distinguer : ce qui tient au sous-sel qui se forme et reste sur le papier. En exposant le papier à de l'hydrogène sulfuré, les caractères sont noircis de suite. Les cristaux de nitrate de bismuth sont composés d'un atome d'acide, d'un atome d'oxide et de trois atomes d'eau, ou acide 33,75, oxide 49,37, eau 16,88.

Le sous-nitrate de bismuth, très-employé comme *blanc de fard*, ne l'est pas sans inconvénient : ce cosmétique rend la peau légèrement ruguense, et il brunit ou même noircit lorsqu'on l'expose à de l'hydrogène sulfuré ou à des matières qui, contenant du soufre, peuvent en former : changement de couleur qui pourrait avoir lieu d'une manière désagréable sur la figure des personnes qui reconrent à cet artifice.

782. *Nitrate de Cuivre.* L'acide nitrique agit avec beaucoup de violence, même à froid, sur le cuivre métallique : il se dégage du deutoxide d'azote pur, et il se forme un nitrate. Cet acide dissout aisément le deutoxide sans effervescence. Concentré, il convertit le protoxide en deutoxide : quand il est faible, il se forme du deutoxide et un précipité de cuivre métallique.

La dissolution de nitrate de cuivre est bleu foncé. Elle cristallise en parallélipipèdes allongés, d'un beau bleu : ce sel a une saveur âcre métallique et fortement caustique ; il est très-soluble dans l'eau, un peu plus à chaud qu'à froid, et légèrement déliquescent. Chauffé, il fond à 38° dans son eau de cristallisation, qu'il perd bientôt, passe ensuite à l'état de sous-nitrate, et enfin se décompose complétement. Il fuse légèrement sur les charbons ardens ; mêlé avec du phosphore, il détone par le choc ; enveloppé humide dans une feuille d'étain, il l'attaque avec tant de violence, qu'il se produit de la chaleur et de la lumière.

Le nitrate de cuivre est formé de 29,75 d'acide, 65,31 d'oxide et de 4,94 d'eau.

783. Le *Sous-Nitrate de Cuivre* se forme quand on verse une disso-

lution de potasse dans une dissolution de nitrate de cuivre. On l'obtient encore en chauffant le nitrate jusqu'à un certain point dans une cornue : il est vert, pulvérulent ou lamelleux, insoluble et formé d'acide 16, oxide 67, eau 17.

On se sert du nitrate de cuivre pour préparer les *cendres bleues*, couleur très-belle, mais qui passe assez promptement au vert par l'exposition à l'air et à la lumière.

Le procédé des fabricans est resté secret : aussi, les uns les regardent comme composées de chaux, d'oxide de cuivre et d'un peu d'eau qui les constitue à l'état d'hydrate. M. Richard Philips les regarde comme un carbonate de cuivre. L'Angleterre a long-temps fourni seule au commerce cette couleur si employée dans la fabrication des papiers peints. On la prépare aujourd'hui dans quelques ateliers de France de la manière suivante :

La chaux éteinte, jetée en poudre dans la dissolution de nitrate de cuivre, ayant la propriété non-seulement de conserver le bleu de l'oxide qu'elle précipite, mais encore de l'aviver, de le rendre plus bleu et de rester combinée avec lui sous la forme et dans l'état de *cendre bleue*, il faut, dans une dissolution à froid de cuivre dans l'acide nitrique affaibli, ajouter de la chaux en poudre, agiter le mélange afin que la décomposition ait lieu promptement, mettre plus de nitrate de cuivre qu'il n'en faut pour obtenir l'oxide de ce métal pur, décanter le liquide, laver bien le précipité qu'on égoutte sur un linge. On le broie ensuite sur un porphyre ou dans un mortier avec de la chaux vive, dont on ajoute peu à peu de 7 à 10 parties pour 100 du précipité, et qui le fait passer tout à coup du vert tendre au bleu ; on l'essaie pour connaître sa nuance, en en faisant sécher un peu à l'air et au soleil. S'il prend une teinte trop claire, on y ajoute du précipité cuivreux. On emploie un peu d'eau pour le mélange et le broiement, si le précipité est trop sec, et on le sèche à l'air.

Lorsque le cuivre azuré natif, *carbonate de cuivre*, est pulvérulent et mélangé d'une certaine quantité de matières terreuses, on lui donne le nom de *Cendre Bleue Native*, par analogie avec la couleur de ce nom ; elle sert aussi quelquefois au même usage.

784. *Nitrate de Tellure.* On obtient ce sel en dissolvant le tellure dans l'acide nitrique. Par une évaporation convenable, cette dissolution donne des cristaux en longs prismes incolores très-déliés qui se rassemblent en barbe de plume.

La dissolution de nitrate de tellure précipite par l'eau un sous-nitrate soluble dans une grande quantité d'eau.

785. *Nitrate de Nickel.* L'acide nitrique dissout aisément le nickel et ses oxides. Il en résulte un nitrate qui cristallise en rhomboïdes, ou en prismes octogones réguliers, d'un vert bleuâtre. Ce sel est soluble dans deux parties d'eau à 12°: sa saveur est sucrée d'abord, puis astringente. Il est hygrométrique, il perd même une partie de son acide à l'air; au feu, il abandonne son eau de cristallisation, dont la quantité est évaluée par les uns à 20, et par les autres à 37,03 pour cent, se transforme après en sous-nitrate, et donne ensuite l'oxide pur.

Le nitrate de nickel, inusité dans les arts, est employé dans les laboratoires pour se procurer l'oxide de nickel, le nickel et tous les sels de ce métal.

786. *Nitrate d'Ammoniaque et de Nickel.* Ce sel double s'obtient en ajoutant un excès d'ammoniaque au nitrate de nickel : le liquide évaporé donne des cristaux verts dont la dissolution n'est pas précipitée par les alcalis.

787. *Nitrate de Plomb.* On obtient ce sel en faisant agir l'acide nitrique affaibli par trois à quatre parties d'eau, sur la litharge pulvérisée; il cristallise en tétraèdres anhydres dont les sommets sont tronqués. Il est blanc et opaque : sa saveur est austère et sucrée; il est inaltérable à l'air; il se dissout dans huit fois son poids d'eau à 15° et dans une moindre quantité d'eau bouillante; placé sur des charbons incandescens, il décrépite; chauffé à vaisseau clos, il est décomposé en acide nitreux anhydre et en deutoxide de plomb. Il est composé d'acide 32,69 et de base 67,31.

Il existe un *Sous-Nitrate de Plomb*, blanc, moins soluble que le nitrate, qu'on obtient en faisant bouillir la dissolution de nitrate avec du protoxide de plomb; il est composé d'acide 100 et de base 503.

788. *Nitrate de Mercure.* L'acide nitrique dissout le mercure et ses oxides avec une grande facilité; il forme un proto et un deuto-nitrate qui peuvent se trouver à l'état de sous-sels, de sels neutres ou de sur-sels, en sorte que l'on compte six variétés de ce sel.

789. *Proto-Nitrate.* On l'obtient lorsque l'acide nitrique, affaibli de quatre à cinq fois son poids d'eau, agit à l'aide de la chaleur sur un

excès de mercure. Cette dissolution, qui est toujours avec excès d'acide, laisse déposer, par le refroidissement, des cristaux prismatiques blancs, d'une saveur âcre, styptique, excitant fortement la salive et rougissant le tournesol. Le proto-nitrate de mercure ne tache pas la peau; il est décomposé par l'eau, et il se forme, 1° un *nitrate acide* qui reste dans la dissolution, connu autrefois sous le nom de *Remède du Capucin;* 2° un *sous-proto-nitrate* insoluble, blanc ou jaunâtre.

Il faut remarquer que lorsque le proto-nitrate a été obtenu à froid, il n'est pas décomposé par l'eau, même lorsque l'acide employé est plus concentré que celui dont on se sert pour le proto-nitrate fait à l'aide de la chaleur. On attribue cette différence à la formation d'un peu d'hypo-nitrite de mercure en même temps que du nitrate. La dissolution de proto-nitrate de mercure, dont on fait si souvent usage comme réactif, doit être obtenu à froid, afin qu'elle ne contienne point de deuto-nitrate.

C'est en versant goutte à goutte de l'ammoniaque étendu d'eau dans une dissolution de proto-nitrate de mercure qu'on obtient le composé usité en médecine sous le nom de *Mercure Soluble d'Hahnemann*. La seule condition à observer, est de faire en sorte qu'une petite partie du nitrate reste dissoute. Le proto-nitrate de mercure entre dans la composition du *Sirop de Belet*.

On l'emploie, comme réactif, pour découvrir la présence de l'ammoniaque libre, avec lequel il forme un précipité gris cendré ou noir.

On se sert aussi du proto-nitrate de mercure pour découvrir la présence de l'acide hydrochlorique libre ou combiné, avec lequel il donne lieu à un précipité blanc. Une partie d'acide hydrochlorique dans 300000 parties d'eau, est aisément rendue sensible au moyen de ce réactif.

790. *Deuto-Nitrate*. Il se forme quand l'action de l'acide est aidée par l'ébullition, et qu'il est en excès. On reconnaît que la dissolution ne contient point de proto-nitrate lorsqu'elle ne se trouble point par l'acide hydrochlorique ou le sel marin. Si on a employé de l'acide étendu, la dissolution, réduite presque en consistance sirupeuse et abandonnée à elle-même, se prend peu à peu en une masse composée d'un grand nombre d'aiguilles cristallines, dont plusieurs sont jaunâtres. Ce sel est

très-pesant, très-caustique, a une saveur plus insupportable encore que celle du proto-nitrate. Cristallisé, il fuse à peine sur les charbons : il est toujours avec excès d'acide et ne cristallise jamais que dans cet état. Broyé et mis en contact avec de l'eau bouillante, il est décomposé en *sur-deuto-nitrate* qui reste en dissolution, et en *sous-deuto-nitrate* qui se précipite sous la forme d'une poudre jaune, qu'on appelait autrefois *Turbith Nitreux*. Si l'eau était froide, le précipité formé serait d'abord blanc, passerait au rose par des lavages successifs : on enlèverait à chaque fois beaucoup plus d'acide que d'oxide ; de sorte que le résidu finirait par ne plus être que de l'oxide pur.

Le deuto-nitrate de mercure tache les matières animales en noir indélébile : c'est en le calcinant qu'on fait le précipité rouge ; mêlé et chauffé avec la graisse, il constitue la pommade citrine.

Il est aussi employé pour le feutrage des poils de lièvre et de lapin ; opération qui finit par avoir une influence dangereuse sur la santé de ceux qui la pratiquent : pour cet usage, ce sel se prépare en faisant dissoudre à froid dans l'acide nitrique une petite quantité de mercure, et quelquefois jusqu'au quart de son poids. Ce sel liquide est très-acide ; il porte le nom d'*Eau Forte des Chapeliers*.

On se sert du deuto-nitrate de mercure acide pour préparer la *poudre fulminante d'Howard*. Si l'on fait dissoudre une partie de mercure dans 12 parties d'acide nitrique à 34° de l'aréomètre de Baumé, que l'on y ajoute 11 parties d'alcool à 36°, et que l'on chauffe ce mélange au bain-marie jusqu'au moment où il se produit des vapeurs blanches, épaisses, il se précipite par le refroidissement de très-petits cristaux blancs ou grisâtres, qui détonent fortement par le choc, brûlent avec une flamme bleue et une petite détonation sur des charbons ardens ; ils sont formés d'ammoniaque, d'oxide de mercure et d'une matière végétale particulière provenant de l'alcool. La détonation de cette poudre, effet du choc, résulte d'une réaction nouvelle et subite de ses principes ; il se forme de l'acide carbonique, de l'azote, de l'eau et du mercure. Cette poudre peut servir pour faire l'amorce des fusils à piston.

Le nitrate acide de mercure est employé pour distinguer l'huile d'olive

pure de celle qui est mélangée d'huile d'œillette, à qui l'on a fait subir une purification préliminaire, pour que la fraude soit moins sensible. Il a la propriété de congeler, de solidifier l'huile d'olive, de laisser fluide et colorée en jaune rougeâtre l'huile d'œillette, et de colorer fortement en rouge celle de colza : d'où il suit, qu'en l'employant pour s'assurer de la pureté de l'huile d'olive, les mélanges sont facilement reconnus ; les huiles falsifiées éprouvent un retard considérable dans la congélation, et la quantité de fluide surnageant décèle celle de l'huile de graines introduite. Ce nitrate acide de mercure s'obtient en dissolvant à froid, dans 23 parties d'acide nitrique à 47°, 18 parties de mercure. Ce sel reste fluide, propriété qu'il doit à sun grand excès d'acide. Pour procéder à l'analyse dont il s'agit, on pèse dans un vase de verre 8 parties de nitrate acide de mercure et 92 de l'huile qu'on veut essayer. On agite fortement le mélange, toutes les dix minutes, pendant deux heures. Si l'huile d'olive est pure, elle se congèle d'elle-même en trois ou quatre heures dans l'hiver, et six à sept dans l'été ; le lendemain l'huile est dure ou concrète, et recouverte d'une couche lisse plus ou moins blanche. On reconnaît que l'huile d'olive est mêlée avec celle de graines, lorsqu'après six à sept heures le mélange n'est pas congelé et que la congélation est ensuite nulle ou partielle. Le lendemain de l'opération, on pourra reconnaître la quantité approximative du mélange par l'aspect de l'huile d'olive. Elle contient $\frac{5}{100}$ d'huile de graines, si sa surface, faiblement concrétée, présente des configurations mamelonnées ; elle en recèle $\frac{10}{100}$, si elle a la consistance du miel ou de l'huile figée, et par le volume du fluide translucide à la superficie d'un corps grenu en consistance de bouillie épaisse, on voit que cette quantité s'élève depuis 0,12 jusqu'à 0,33, dose à laquelle l'huile falsifiée par celle d'œillette reste fluide, à l'exception de cinq à sept millimètres de dépôt concret qu'on trouve au bord du vase (1).

791. *Nitrate d'Argent.* On obtient ce sel en dissolvant à une donce chaleur l'argent pur, en grenaille ou laminé, dans un léger excès d'acide nitrique pur, étendu de son poids d'eau. L'acide attaque vivement le

(1) Ce procédé d'analyse des huiles est dû à M. Poutet, pharmacien de Marseille.

métal : il se dégage du deutoxide d'azote; l'argent s'oxide et se dissout dans l'acide non décomposé. On concentre la dissolution pour obtenir des cristaux, et les eaux mères, pour en retirer de nouveaux cristaux par une nouvelle évaporation. Ces cristaux sont incolores, en lames minces, très-larges, très-régulières et de forme variable. Leur saveur est amère, âcre et extrêmement caustique. Ils sont inaltérables à l'air et se colorent en noir à une vive lumière : ils sont solubles dans leur poids d'eau à 15°, plus solubles dans l'eau bouillante. Le nitrate d'argent ne cristallise qu'avec un léger excès d'acide; exposé à une chaleur peu intense, il fond, se boursoufle en perdant son eau de cristallisation et l'excès d'acide : bientôt il éprouve la fusion ignée, et si on le retire alors du feu, il est neutre, incristallisable, beaucoup plus soluble que le nitrate acide, et se prend par le refroidissement en une masse remplie d'aiguilles cristallines. Exposé à une chaleur rouge, il se décompose et laisse l'argent métallique. La faible affinité des principes qui constituent le nitrate d'argent est cause de l'action très-énergique que ce sel exerce sur les matières animales : il colore d'abord la peau en un violet foncé, passant au noir indélébile; il agit ensuite comme caustique, surtout quand il a été privé de son eau de cristallisation.

Le *Nitrate d'argent fondu*, ou *neutre*, *anhydre* (*pierre infernale*), se prépare en fondant au feu les cristaux de sur-nitrate et en les coulant, après l'évaporation de l'eau de cristallisation et de l'excès d'acide, dans des moules cylindriques. Ce nitrate présente des aiguilles dans sa cassure : il est parfaitement blanc, si on l'a coulé dans des tubes de verre; il est, au contraire, grisâtre et même noir, si le moule dont on s'est servi est de cuivre. Il paraît que, dans ce cas, il doit sa couleur à une portion d'oxide d'argent ou d'argent très-divisé, séparé du nitrate par le cuivre, et à une petite quantité de charbon mis à nu par la décomposition du suif avec lequel on graisse la lingotière dans laquelle on coule le sel. La saveur du nitrate fondu est âcre, très-caustique : son nom de *pierre infernale* lui vient de son action sur les matières animales et de la teinte noirâtre qu'elle leur imprime. Il est employé en chirurgie, comme excellent caustique, pour brûler les chairs fongueuses, ou seulement pour animer

les ulcères : son action est prompte, limitée aux parties qu'il touche, et il n'est point absorbé. On conserve les cylindres de nitrate d'argent dans des flacons bien bouchés, au milieu d'une graine quelconque, pour que, par l'agitation, ils ne se brisent pas.

Pour obtenir du nitrate d'argent pur, sans recourir à l'argent de coupelle, on dissout l'argent monnayé, alliage de cuivre et d'argent, dans l'acide nitrique, et on évapore le liquide à siccité dans un vase de verre: le sel qui en résulte est mis ensuite dans une cuiller de fer et exposé à un feu modéré, de manière à le tenir dans un état de fusion jusqu'à ce que l'ébullition soit terminée; par la fusion, le nitrate de cuivre est décomposé, et son oxide reste en suspension; le sel est ensuite coulé sur une pierre légèrement huilée : afin de déterminer si tout le nitrate de cuivre est bien converti en oxide noir, on dissout un peu du sel dans l'eau, et on essaie la solution par l'ammoniaque; si le liquide qui est transparent et incolore, ne prend point de teinte bleue, on peut en conclure qu'il est privé de cuivre. Un réactif bien plus sensible pour déceler le moindre atome de cuivre en dissolution est l'hydro-cyanate ferruré d'ammoniaque, qui occasionne de suite un précipité cramoisi; si l'on découvre encore quelques traces de cuivre, il faudra continuer la fusion quelque temps. Le sel acquiert par ce traitement une couleur noire, à raison du peroxide de cuivre mêlé avec le nitrate d'argent. Pour les séparer, on traite par l'eau distillée, qui dissout le nitrate d'argent : on filtre et l'on a une solution transparente et incolore, tandis que le peroxide de cuivre reste sur le filtre; on ajoute un peu d'acide, et l'on évapore la dissolution pour obtenir le nitrate d'argent en cristaux.

Le nitrate d'argent forme, avec l'alcool, une poudre qui fulmine avec la plus grande force : elle s'obtient comme celle de mercure. On prend une dissolution très-acide et chaude de nitrate d'argent, et on y verse de l'alcool rectifié; il se forme à l'instant une poudre blanche cristalline, très-lourde, que l'on sépare par décantation et que l'on lave ensuite à plusieurs reprises avec une petite quantité d'eau. Cette poudre paraît avoir la même composition que celle qui est à base de mercure. Elle détone par le choc, la chaleur, l'électricité et l'acide

sulfurique. On ne doit jamais en préparer qu'une très-petite quantité, attendu qu'un décigramme est suffisant pour produire une violente détonation. Il ne serait pas prudent de conserver cette poudre dans des flacons, car s'il en restait quelques atomes contre le goulot, le frottement du bouchon pourrait l'enflammer.

Le nitrate d'argent a la propriété de pénétrer la substance des agates et de les colorer en brun ou en violet à une certaine profondeur. Cette faculté a donné naissance à plusieurs supercheries.

Le nitrate d'argent a servi à M. Fulhame pour un nouveau genre de peinture. Comme il est décomposé par le gaz hydrogène, on expose des étoffes sur lesquelles on a tracé des dessins avec le nitrate d'argent neutre, au contact de ce gaz : l'argent est réduit, et l'étoffe paraît couverte d'une feuille d'argent très-adhérente.

Le nitrate d'argent est décomposé par le mercure, et lorsque ce métal est mis en contact avec une dissolution très-faible de nitrate d'argent, l'argent métallique provenant de la décomposition du nitrate se dépose et cristallise en lames brillantes qui s'arrangent en ramifications très-variées, que l'on désignait autrefois sous le nom d'*Arbre de Diane*. Ce phénomène est produit par une action électrique.

Le nitrate d'argent est aussi employé pour marquer le linge, sans attaquer le tissu et d'une manière inaltérable par les lessives. On humecte la place sur laquelle on veut écrire avec une solution de 64 grammes de sous-carbonate de soude dans 128 d'eau distillée : on laisse sécher; puis on trace les caractères avec une plume imprégnée de la matière dont la formule suit : nitrate neutre d'argent, 12 grammes; gomme arabique en poudre, 16 grammes; vert de vessie, 24 grammes : on fait dissoudre exactement ces trois substances dans 64 grammes d'eau distillée, et on conserve la dissolution dans un flacon bien bouché.

La médecine a employé le nitrate d'argent avec succès, à l'intérieur, à la dose d'un ou deux grains par jour, dans quelques affections nerveuses, comme l'épilepsie : on a remarqué qu'au bout d'un certain temps de l'usage de ce médicament, la peau se colore en brun, qui paraît indélébile.

A la dose d'un gramme et au-dessus, le nitrate d'argent est un violent poison, mais qui agit comme corrosif local, à l'intérieur et à l'extérieur. Comme il est toujours complétement décomposé par les tissus et les liquides animaux, on ne peut, le plus souvent, retrouver que l'argent métallique : les moyens à opposer sont les alcalis et l'alumine.

Le nitrate d'argent est le meilleur réactif pour reconnaître de suite dans tous les liquides (l'éther hydrochlorique excepté) la présence de l'acide hydrochlorique libre ou combiné : il s'y forme un précipité de chlorure d'argent, blanc-floconneux, qu'un grand excès d'acide nitrique ne peut point dissoudre, et qu'une très-petite quantité d'ammoniaque dissout au contraire sur-le-champ.

792. *Nitrate de Platine.* L'acide nitrique est sans action sur les oxides de platine, et lorsqu'on verse une dissolution de nitrate d'argent dans une dissolution d'hydroclorate de platine, en quantité telle que les deux sels se décomposent mutuellement, l'oxide de platine se précipite en même temps que le chlorure d'argent, et il ne reste absolument que l'acide nitrique dans le liquide. Ainsi, il n'existe point de nitrate de platine.

793. *Nitrate de Rhodium.* Le peroxide rouge de rhodium, récemment précipité, à l'état d'hydrate, de l'hydrochlorate de rhodium et de sonde par la potasse, se combine avec l'acide nitrique et donne un sel ronge qui n'a pas encore été bien examiné.

794. *Nitrate de Palladium.* L'action de l'acide nitrique blanc et concentré sur le palladium est très-lente, et l'acide retient tout le gaz nitreux qui se forme. Le sel produit est rouge, et donne, par l'évaporation, une poudre qui paraît être un sous-nitrate.

795. *Nitrate d'Or.* L'acide nitrique concentré dissont le deutoxide d'or. Cette dissolution, d'un brun-jaunâtre, est à peine étendue d'eau, que tout l'oxide s'en précipite. Elle abandonne une partie de son oxide par l'évaporation, et si on la réduit à siccité, le résidu, qui est noir et qui reste appliqué sur la capsule comme un vernis, est un mélange d'oxide et d'or réduit. Cependant, lorsque l'oxide d'or est mêlé avec l'oxide de zinc ou de manganèse, il devient sensiblement soluble dans l'acide nitrique étendu de trois à quatre fois son poids d'eau.

796. *Nitrate d'Iridium.* Inconnu.

797. *Nitrate d'Ammoniaque.* Ce sel, ordinairement cristallisé en aiguilles, est acre, piquant. Il est soluble dans deux parties d'eau à 15°, et dans moins d'une partie d'eau bouillante ; exposé à l'action de la

chaleur, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, laisse dégager son eau de cristallisation et un peu d'ammoniaque, ensuite il éprouve la fusion ignée : si la température n'est pas très-élevée, le sel se décompose lentement et donne pour produit de l'eau et du protoxide d'azote ; mais si la température est élevée, la décomposition du nitrate d'ammoniaque a lieu instantanément et avec flamme; il se forme de l'eau, de l'azote et du deutoxide d'azote. Le nitrate d'ammoniaque n'existe point dans la nature; on le prépare en versant un léger excès d'ammoniaque dans l'acide nitrique, et faisant évaporer jusqu'à pellicule. Il est formé de 24,06 d'alcali et de 75,94 d'acide.

B. *Des Sous-Nitrates.*

798. Les oxides insolubles sont les seuls qui puissent se combiner avec l'acide nitrique de manière à former des *sous-nitrates.* Ces sels ont été peu étudiés ; on sait seulement qu'ils sont tous insolubles, et que leur composition est très-variable. En parlant des nitrates, nous avons examiné tous les sous-nitrates dont les propriétés sont importantes.

§ II.

Des Nitrites.

799. On désignait ainsi les sels que l'on supposait formés par l'union de l'acide nitreux et des oxides métalliques ; mais on a reconnu que l'acide nitreux n'est pas susceptible de former des sels, et que toutes les fois qu'on le mettait en contact avec un oxide, il se décomposait en donnant naissance à un nitrate et à un hypo-nitrite.

§ III.

Des Hypo-Nitrites.

800. Ces sels avaient d'abord été désignés par le nom de *Per-Nitrites.*

Cette expression, justement critiquée, a été remplacée par celle d'*Hypo-Nitrites*.

801. *Propriétés générales*. Les hypo-nitrites sont peu connus. On n'a encore obtenu, à l'état de pureté, que ceux à base de plomb, d'ammoniaque et de cuivre. Voici cependant les propriétés générales qu'on a déduites des expériences faites.

Tous les hypo-nitrites neutres sont solubles, et peuvent former des sous-hypo-nitrites insolubles. Tous sont décomposés par le feu, et laissent dégager de l'acide nitreux, de l'oxigène et de l'azote. A la température ordinaire, ils n'absorbent pas sensiblement l'oxigène de l'air atmosphérique ; mais, en les faisant chauffer dans des vases ouverts, ils passent rapidement à l'état de nitrates. Ils se comportent avec les corps combustibles comme les nitrates, mais la combustion qu'ils produisent est un peu moins vive, parce qu'ils contiennent moins d'oxigène que ces derniers sels. Les hypo-nitrites sont décomposés par les mêmes acides que les nitrates; mais l'acide hypo-nitreux est toujours décomposé lui-même en acide nitreux et en deutoxide d'azote. Aucun hypo-nitrite n'existe dans la nature ; on ne les obtient purs que très-difficilement. La calcination des nitrates est un procédé sur lequel on ne doit jamais compter, car on ne peut pas reconnaître l'instant précis auquel on doit l'arrêter pour être sûr que tout le nitrate a été transformé en hypo-nitrite, et qu'aucune portion de ce dernier n'a été décomposée. Il paraît, d'après Berzélius, que dans les hypo-nitrites neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 3. Dans les sous-sels, ce rapport est très-variable.

802. *Hypo-Nitrite de Plomb*. On connaît trois hypo-nitrites de plomb, un hypo-nitrite neutre et deux sous-hypo-nitrites.

L'hypo-nitrite de plomb est très-soluble ; il cristallise par évaporation spontanée en octaèdres de couleur jaune-citron; sa saveur est sucrée et astringente. On l'obtient en enlevant au sous-hypo-nitrite au maximum la moitié de son oxide, par l'acide sulfurique.

Le *Sous-Hypo-Nitrite au maximum* s'obtient en faisant bouillir pendant quelques heures une dissolution de nitrate de plomb avec un excès

de plomb en lames minces. Ce sel est d'un rouge tendre tirant un peu sur le jaune : il verdit le sirop de violette. 100 parties d'eau en dissolvent une à la température de 20 à 25°; il cristallise en aiguilles, qui se réunissent en étoiles.

Le *Sous-Hypo-Nitrite au minimum* s'obtient, 1° en faisant bouillir 100 parties de nitrate de plomb avec 62 parties de plomb laminé ; 2° en faisant passer un courant d'acide carbonique à travers une dissolution de sous-hypo-nitrite au maximum, pour précipiter la moitié de l'oxide, filtrant la liqueur et faisant évaporer. Ce sel cristallise en lames feuilletées jaunes ; sa saveur est astringente et sucrée ; il verdit le sirop de violette et se dissout dans 12 fois son poids d'eau bouillante.

803. *Hypo-Nitrite d'Ammoniaque.* Ce sel s'obtient en décomposant l'hypo-nitrite neutre de plomb par le sulfate d'ammoniaque; il se forme un sulfate de plomb, qui se précipite, et un hypo-nitrite d'ammoniaque, qui reste en dissolution.

804. *Hypo-Nitrite de Cuivre.* Ce sel s'obtient en décomposant l'hypo-nitrite de plomb par le deuto-sulfate de cuivre; l'hypo-nitrite de cuivre reste en dissolution. On pourrait par le même procédé préparer tous les hypo-nitrites des bases qui forment des sulfates neutres solubles.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE III.

Sels dont l'Acide est composé d'Azote et d'Oxigène.

Nitrates neutres.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Tous les nitrates sont décomposés par la chaleur ; il se dégage de l'oxigène, de l'azote et de l'acide nitreux. Dans cette décomposition, ils brûlent tous les métaux et tous les corps simples non métalliques, excepté l'azote et le chlore.

Les acides sulfurique, phosphorique, fluorique, arsenique, hydrochlorique et borique décomposent tous les nitrates.

Tous les nitrates neutres sont solubles.

On ne trouve dans la nature que 3 nitrates, ceux de potasse, de chaux et de magnésie.

Le nitrate de potasse s'extrait des matériaux qui le contiennent. Tous les autres s'obtiennent en traitant les métaux, leurs oxides, leurs sulfures ou leurs carbonates par l'acide nitrique.

Dans les nitrates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide :: 1:5 et à la quantité d'acide :: 1:6,77.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES.

Nitrate de Zircone. Sel toujours acide, incristallisable. S'obtient en traitant la zircone en gelée par l'acide nitrique. Le sous-carbonate d'ammoniaque y forme un précipité soluble dans un excès de sous-carbonate d'ammoniaque.

Nitrate de Thorine. Sel incristallisable ; par l'action de la chaleur, l'oxide se précipite ; il se forme directement en traitant la thorine par l'acide nitrique.

Nitrate d'Alumine. Sel acide, très-soluble, incristallisable. Sa dissolution concentrée se prend en une masse visqueuse.

Nitrate de Glucine. Sel acide, astringent, sucré, déliquescent, incristallisable. Sa dissolution concentrée se prend en une masse visqueuse. Les sous-carbonates alcalins forment, dans la dissolution de ce sel, des précipités solubles dans un excès de sous-carbonate. On l'obtient directement.

Nitrate d'Yttria. Sel acide, sucré, astringent, déliquescent, incristallisable. Sa dissolution forme avec le sous-carbonate d'ammoniaque un précipité soluble dans un excès de ce sel, et avec les sous-carbonates de soude et de potasse des précipités insolubles dans un excès de ces sels alcalins. Le nitrate d'yttria s'obtient directement.

Nitrate de Magnésie. Très-amer, déliquescent, cristallise en aiguilles ou en prismes. On l'obtient en traitant la magnésie ou son carbonate par l'acide nitrique. Il existe tout formé dans les matériaux salpêtrés. Le nitrate de magnésie forme un sel double avec l'ammoniaque. Les autres alcalis le précipitent en totalité.

Nitrate de Barite. Sel âcre, cristallise en cubes anhydres. S'obtient en décomposant le sulfate naturel par le charbon à la chaleur rouge, dissolvant le sulfure dans l'eau, versant de l'acide nitrique, filtrant et faisant évaporer. Ce sel est employé comme réactif pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES.

Nitrate de Strontiane. Sel efflorescent, plus soluble que le nitrate de barite. S'obtient par le même procédé. Ce sel jouit de la propriété de colorer en rouge la flamme d'une bougie ou de l'alcool.

Nitrate de Chaux. Sel déliquescent, très-soluble dans l'eau, incristallisable, très-soluble dans l'alcool. Calciné, il est phosphorescent. Il existe dans les matériaux salpêtrés. On peut le former directement.

Nitrate de Potasse (*nitre salpêtré*). Sa saveur est fraîche et piquante; il est soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid; ne renferme point d'eau de cristallisation; cristallise en prismes à 6 pans; se fond à 35°; se décompose à la chaleur rouge. Le nitrate de potasse se forme continuellement à la surface du globe par la décomposition des matières animales. C'est par la lixiviation des matériaux salpêtrés et l'évaporation de ces lessives que l'on obtient le salpêtre du commerce. On peut former des nitrières artificielles avec des fumiers et des terres calcaires, qu'on abandonne à elles-mêmes pendant plusieurs années. Le salpêtre est employé dans la fabrication de l'acide sulfurique, de la poudre à canon et de plusieurs autres produits chimiques.

Nitrate de Soude. Ce sel n'existe point dans la nature. On l'obtient en traitant la soude ou son carbonate par l'acide nitrique; sa saveur est fraîche, piquante et amère; il est très-soluble et cristallise en prismes rhomboïdaux.

Nitrate de Lithium. N'existe point dans la nature. On l'obtient directement. Il est déliquescent, et cristallise en prismes ou en aiguilles; sa saveur est analogue à celle du nitre.

Nitrate de Manganèse. Le proto-nitrate de manganèse est incolore, déliquescent; cristallise en aiguilles; dissout dans l'alcool, il colore sa flamme en vert. On peut l'obtenir, 1° en traitant le manganèse, le protoxide, ou son carbonate par l'acide nitrique; 2° en traitant le peroxide mêlé avec du sucre ou de la gomme par l'acide nitrique.
Le nitrate de peroxide de manganèse est toujours avec un grand excès d'acide, incristallisable, et tire sur le rose. On l'obtient directement.

Nitrate de Zinc. Ce sel est très-styptique, déliquescent; cristallise en prismes. On l'obtient en traitant le métal par l'acide nitrique faible, parce que l'acide concentré agit avec trop de violence.

Nitrate de Fer. Il n'existe ni proto ni per-nitrate de fer; car l'acide nitrique fait passer le protoxide à l'état de peroxide, et ne dissout pas ce dernier. L'acide nitrique étendu dissout à froid le deutoxide; il en résulte un sel d'un jaune-verdâtre, qui cristallise en prismes. Ils sont décomposés par l'eau, l'air et la chaleur. Dans tous les cas il se forme du tritoxide de fer, qui se précipite.

Nitrate d'Étain. L'acide nitrique concentré transforme l'étain en deutoxide insoluble; l'acide affaibli forme avec l'étain un proto-nitrate soluble et du nitrate d'ammoniaque; le proto-nitrate est très-acide, jaunâtre et incristallisable; la chaleur précipite du deutoxide. L'ammoniaque rend soluble le deutoxide dans l'acide nitrique, parce qu'il se forme un sel double soluble.

Nitrate de Cadmium. S'obtient directement en traitant le métal par l'acide nitrique faible; il cristallise en prismes ou en aiguilles.

Nitrate d'Arsenic. L'acide nitrique attaque vivement l'arsenic; une grande partie passe à l'état d'acide arsenique, et une très-petite portion d'oxide reste en dissolution; l'eau et les sous-carbonates alcalins le précipitent.

Nitrate de Chrôme. Le protoxide de chrôme, à l'état d'hydrate, se dissout dans l'acide nitrique; la dissolution donne, par l'évaporation, des cristaux d'un rouge-violet.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES.

Nitrate de Molybdène. N'existe pas. L'acide nitrique fait passer le métal et ses oxides à l'état d'acide molybdique.

Nitrate de Tungstène. N'existe pas. L'acide nitrique se comporte avec ce métal et ses oxides comme avec le molybdène et ses oxides.

Nitrate de Colombium. N'existe pas. Ce métal n'est attaqué par aucun acide, et son oxide ne se dissout dans aucun.

Nitrate d'Antimoine. L'acide nitrique concentré, en agissant sur l'antimoine, le transforme en deutoxide, qui se précipite, et produit du nitrate d'ammoniaque; l'acide faible forme un proto-nitrate décomposable à l'air et par l'eau.

Nitrate d'Urane. L'acide nitrique, en agissant sur l'urane ou ses oxides, forme toujours un deuto-nitrate, qui cristallise en prismes. Ce sel est efflorescent dans un air sec, et déliquescent dans un air humide.

Nitrate de Cérium. On obtient le proto-nitrate directement. Il est toujours acide, incolore, déliquescent.

Le deuto-nitrate s'obtient aussi directement. Il est jaunâtre, déliquescent; lorsqu'il renferme un grand excès d'acide, il cristallise.

Nitrate de Cobalt. S'obtient directement en traitant le métal ou ses oxides par l'acide nitrique; la dissolution est rouge; elle donne, par l'évaporation, des cristaux de même couleur. Ce sel forme avec l'ammoniaque un sel double soluble, qui cristallise en cubes d'un beau rouge.

Nitrate de Bismuth. L'acide concentré précipite le métal à l'état d'oxide; s'il est étendu, le métal se dissout. Ce nitrate est toujours avec excès d'acide; il cristallise en gros parallélipipedes, qui se décomposent à l'air; la dissolution précipite par l'eau un sous-nitrate, connu sous le nom de *Blanc de Fard.*

Nitrate de Cuivre. L'acide nitrique concentré dissout rapidement le cuivre et forme un deuto-nitrate; il dissout aussi le deutoxide et le protoxide; lorsque l'acide est très-faible, il décompose ce dernier en cuivre et deutoxide. Le deuto-nitrate de cuivre est bleu; il cristallise en prismes; il est très-soluble dans l'eau et légèrement déliquescent. Il existe un sous-nitrate vert, que l'on obtient en versant de la potasse dans une dissolution de nitrate : *les cendres bleues* s'obtiennent en précipitant le nitrate par la chaux, et broyant le précipité avec de la chaux.

Nitrate de Tellure. S'obtient directement; cristallise en aiguilles; versée dans une grande quantité d'eau, cette dissolution précipite un sous-nitrate.

Nitrate de Nickel. L'acide nitrique dissout facilement le nickel et ses oxides: le nitrate de nickel est vert; il cristallise en prismes; il est très-soluble; il forme un sel double soluble avec l'ammoniaque.

Nitrate de Plomb. S'obtient en faisant chauffer l'acide faible avec de la litharge; il cristallise en tétraedres anhydres; il est très-soluble. Il existe un sous-nitrate moins soluble, que l'on obtient en faisant chauffer le nitrate avec du protoxide de plomb. Il n'existe ni deuto ni trito-nitrate.

Nitrate de Mercure. Proto-nitrate. S'obtient en traitant l'acide affaibli par 5 fois son poids d'eau sur un excès de mercure; il est acide; il cristallise en prismes; est décomposé par l'eau, et précipité par l'acide hydrochlorique les hydrochlorates et l'ammoniaque. Le deuto-nitrate s'obtient en traitant à chaud le mercure par un excès d'acide; il cristallise en aiguilles; l'eau précipite un sous-nitrate jaune; il n'est point précipité par les hydrochlorates; il tache les matières animales en noir. Chauffé avec de l'alcool, il précipite une poudre fulminante. Le deuto-nitrate est employé pour reconnaître la falsification des huiles d'olive.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES.

Nitrate d'Argent. S'obtient directement en traitant le métal par l'acide; lorsqu'il est avec excès d'acide, il cristallise en lames incolores, très-solubles dans l'eau; le nitrate d'argent colore la peau en violet. Fondu dans son eau de cristallisation, et coulé, il constitue la pierre infernale. Le nitrate d'argent est employé comme réactif pour reconnaître la présence de l'acide hydrochlorique ou des hydrochlorates. Chauffé avec de l'alcool, il précipite une poudre fulminante.

Nitrate de Palladium. Ce métal se dissout lentement dans l'acide nitrique; l'évaporation de la liqueur donne une poudre rouge, qui paraît être un sous-nitrate.

Nitrate de Rhodium. Le peroxide de ce métal, à l'état d'hydrate, se dissout dans l'acide nitrique; la dissolution est rouge. Ce sel a été peu examiné.

Nitrate d'Or. Le deutoxide d'or se dissout dans l'acide nitrique; l'eau et la chaleur le précipitent.

Nitrate d'Iridium. Inconnu.

Nitrate d'Ammoniaque. Sel acre, piquant, très-soluble; cristallise en aiguilles; existe dans les matériaux salpêtrés. S'obtient directement; éprouve d'abord la fusion aqueuse, puis la fusion ignée, et se décompose à une température élevée en eau et protoxide d'azote.

Des Sous-Nitrates.

Les oxides insolubles sont les seuls qui puissent former des sous-nitrates; leur composition paraît variable.

Des Nitrites.

Ces sels n'existent pas.

Des Hypo-Nitrites.

Les hypo-nitrites neutres sont tous solubles dans l'eau; ils se comportent avec la chaleur, les acides et les corps combustibles comme les nitrates. Aucun n'existe dans la nature. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide :: 1 : 3. On n'a encore examiné que les hypo-nitrites de plomb, de cuivre et d'ammoniaque.



CHAPITRE IV.

Sels dont l'Acide est formé de Phosphore et d'Oxigène.

805. Nous connaissons 4 acides oxigénés à base de phosphore. Nous étudierons successivement les 4 genres de sels auxquels ils peuvent donner naissance.

§ Ier.

Des Phosphates.

806. L'acide phosphorique en se combinant avec les oxides métalliques, pouvant former des sels neutres, des sels avec excès d'acide ou avec excès de base, il semble qu'il conviendrait, pour procéder avec méthode, d'examiner successivement ces différentes variétés de sels ; mais comme leurs propriétés sont souvent identiques, que leurs préparations ont la plus grande analogie, pour éviter des répétitions inutiles, nous les examinerons ensemble.

807. *Propriétés générales.* Les phosphates, quelle que soit la quantité d'acide qu'ils renferment, soumis à l'action de la chaleur, se vitrifient sans se décomposer, lorsque leurs bases appartiennent aux 5 premiers ordres; mais les phosphates des oxides réductibles par la chaleur se décomposent, l'oxigène de l'oxide se dégage, l'acide phosphorique devenu libre se réduit en vapeurs, et on obtient le métal pour résidu. Si la base du phosphate était volatile, suivant le degré relatif de sa volatilisation et de celle de l'acide, et suivant le degré de leur affinité, une partie ou la totalité de l'un des deux élémens pourrait se dégager : par exemple, le phosphate d'ammoniaque est complétement décomposé par la chaleur: l'ammoniaque se dégage d'abord, et l'acide phosphorique reste libre.

808. Tous les phosphates neutres sont insolubles, excepté ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque et probablement de lithine. Tous les sous-phosphates sont insolubles, mais tous les phosphates acides ou aci-

dules sont solubles ; par conséquent, tous les phosphates insolubles deviennent solubles dans une dissolution d'acide phosphorique, et même de presque tous les autres acides, attendu que ces derniers s'emparant d'une portion de la base des sels, rendent toujours l'acide phosphorique dominant.

809. Le chlore et l'azote sont sans action sur les phosphates. L'hydrogène décomposant l'acide phosphorique à une très-haute température, doit aussi décomposer la plupart des phosphates ; de cette décomposition doit résulter de l'eau, de l'hydrogène phosphoré, la réduction de l'oxide s'il appartient aux 5 derniers ordres, et l'oxide pur s'il appartient aux 2 premiers. Le phosphore ne doit agir que sur les phosphates des oxides réductibles par le phosphore ; par conséquent, il ne doit décomposer que ceux des 2 derniers ordres. Le sonfre n'agissant pas non plus sur l'acide phosphorique, et ayant moins d'affinité pour les bases que l'acide phosphorique, ne pourra décomposer que les phosphates renfermant des oxides réductibles par le soufre ; par conséquent, il ne pourra décomposer que les phosphates des 2 derniers ordres ; il se formera de l'acide sulfureux et des sulfures. L'iode et le sélénium sont sans action sur les phosphates ; le charbon, à une température suffisamment élevée, décompose tous les phosphates : avec les phosphates des 2 premiers ordres, on obtient de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone, du phosphore, et pour résidu un sous-phosphate ; avec les phosphates des autres sections, on obtient les mêmes produits gazeux, et un phosphure métallique qui, si la température est suffisamment élevée, et que le métal appartienne aux derniers ordres, pourra se décomposer en totalité ou en partie. Le bore doit agir de la même manière que le charbon, puisqu'il a une bien plus grande affinité pour l'oxigène, et qu'il forme un acide fixe qui se combine facilement avec tous les oxides.

810. L'ordre d'affinité de l'acide phosphorique pour les bases paraît être barite, strontiane, chaux, potasse, soude, ammoniaque, magnésie, etc. La supériorité d'affinité des 3 premières bases paraît tenir à l'insolubilité des phosphates qu'elles forment, car la potasse décompose en partie le phosphate de barite, et le rend soluble.

811. On trouve dans la nature onze phosphates ou sous-phosphates, savoir : ceux d'alumine, de magnésie, de chaux, de soude, de potasse, de fer, de manganèse, d'urane, de cuivre, de plomb, et le phosphate double d'ammoniaque et de magnésie. Le phosphate de chaux est très-répandu, les autres sont très-rares. La plupart de ces sels se rencontrent dans les animaux.

812. On connaît quatre variétés de phosphates, savoir : les phosphates neutres, les phosphates acides, les phosphates acidules et les sous-phosphates.

Dans les phosphates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 2,5, et à la quantité d'acide comme 1 est à 4,459.

Les phosphates acides contiennent deux fois plus d'acide que les phosphates neutres ; par conséquent, l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 1 est à 5, et à la quantité d'acide comme 1 est à 8,918.

Les phosphates acidules contiennent une fois et demie la quantité d'acide des phosphates neutres ; par conséquent, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 est à 3,75, et à la quantité d'acide comme 1 est à 6,688.

Les sous-phosphates renferment la moitié de l'acide des phosphates neutres ; par conséquent, l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 1 est 1,25, et à la quantité d'acide comme 1 est à 2,229.

En d'autres termes, la quantité d'oxide étant constante, les quantités d'acides seront 1 pour les phosphates neutres, 2 pour les phosphates acides, 1 $\frac{1}{2}$ pour les phosphates acidules, et $\frac{1}{2}$ pour les sous-phosphates ; et la quantité d'acide étant constante, la quantité d'oxide sera 1 pour les phosphates neutres, $\frac{1}{2}$ pour les phosphates acides, $\frac{3}{4}$ pour les phosphates acidules, et 2 pour les sous-phosphates (1).

On n'emploie dans les arts qu'un très-petit nombre de phosphates ; ce sont ceux de chaux, de cobalt, de soude et d'ammoniaque.

(1) La chaux et la barite formant chacune deux sous-phosphates, pour chacune de ces bases un des sous-phosphates s'accorde avec la loi de composition que nous venons d'énoncer, mais l'autre contient plus de base.

813. *Phosphate de Glucinium.* Il est insoluble ; s'obtient par double décomposition ; il est facilement vitrifiable.

814. *Phosphate d'Aluminium.* Insoluble ; s'obtient par double décomposition : le phosphate acide se vitrifie facilement.

815. *Phosphate d'Yttrium.* S'obtient par double décomposition, et se précipite en flocons gélatineux.

816. *Phosphate de Magnésium.* A l'état neutre, on le rencontre dans les cendres des céréales. On peut l'obtenir en beaux cristaux, en versant une dissolution de phosphate de soude dans une dissolution de sulfate de magnésie ; il cristallise en prismes hexaèdres : sa saveur est très-faible ; il est soluble dans 15 parties d'eau froide, et dans moins d'eau bouillante ; il est efflorescent et fusible en un verre transparent.

817. *Phosphate neutre de Chaux.* Ce sel n'existe point dans la nature. On l'obtient en versant une dissolution d'hydrochlorate neutre de chaux dans une solution de phosphate de soude cristallisé ; il se précipite à l'instant en flocons blancs ; si on versait le phosphate de soude dans l'hydrochlorate de chaux, il se formerait une certaine quantité de sous-phosphate de chaux, et la liqueur deviendrait acide. Ce sel est formé de 100 parties d'acide et de 79,838 de base ; il est sans usage.

818. *Phosphate acidule de Chaux.* Ce sel n'existe point dans la nature. On l'obtient en versant dans l'alcool de l'acide phosphorique étendu de six fois son poids d'eau et saturé de sous-phosphate de chaux ; il se forme un précipité volumineux, que l'on recueille sur un filtre, et que l'on lave avec l'alcool : desséché, il est en poudre blanche, que l'eau transforme en sous-phosphate et en phosphate acide soluble.

819. *Phosphate acide de Chaux.* Ce sel est blanc, très-soluble dans l'eau ; rougit fortement la teinture de tournesol ; cristallise en petites lames d'une faible consistance ; chauffé fortement, il se boursoufle, et se transforme en une substance vitreuse, insoluble et neutre ; calciné avec du charbon, il donne du phosphore, de l'acide carbonique, et pour résidu un sous-phosphate.

Ce sel n'existe point dans la nature. On l'obtient en traitant par l'eau les os calcinés, qui sont un mélange de sous-phosphate, de carbonate de chaux et de phosphate de magnésie, pour en former une bouillie liquide, et ensuite par le tiers de leur poids d'acide sulfurique concentré. Le sous-phosphate de chaux est décomposé ; il se forme du phosphate acide soluble, qui reste en dissolution, et du sulfate de chaux, qui se précipite ; le sous-carbonate de chaux est transformé en sulfate et en acide carbonique.

Le sulfate de chaux, absorbant une très-grande quantité d'eau, rend la matière très-épaisse ; on ajoute de l'eau, afin de pouvoir agiter, pour faciliter l'action de l'acide. L'acide carbonique qui se dégage entraîne avec lui un peu d'acide sulfurique, qui rend son odeur très-piquante. On laisse ordinairement agir le mélange pendant 24 heures, après quoi on filtre, et on lave le précipité jusqu'à ce que les eaux de lavage ne soient plus acides. On évapore ensuite la dissolution de phosphate acide ; à mesure que la liqueur se concentre, il se précipite du sulfate de chaux qui était resté en dissolution, on enlève ce précipité en filtrant, et on continue l'évaporation jusqu'à ce que le liquide soit arrivé en consistance sirupeuse.

820. *Sous-Phosphate de Chaux.* Ce sel est blanc, insoluble. On le rencontre dans la nature, cristallisé en prismes hexaèdres.

On peut l'obtenir artificiellement en versant un alcali dans une dissolution de phosphate acide de chaux.

Ce sel est très-répandu dans la nature ; il forme des collines entières à Logrosan dans l'Estramadure, où il est employé comme pierre à bâtir. On le rencontre aussi en Hongrie, à l'état pulvérulent, mêlé avec du fluate de chaux. Enfin, on le trouve cristallisé en prismes hexaèdres, tantôt simples, tantôt garnis de facettes sur les arêtes de leurs bases, ou terminés par des pyramides : ces cristaux sont désignés, par les lapidaires et les minéralogistes, sous les noms d'*Apatite* et de *Chrysolite*. On les rencontre dans les filons d'oxide d'étain, en Saxe et en Bohême, dans les filons de roches primitives au Saint-Gothard, et dans les produits volcaniques des monts Caprara, près le cap de Gates en Espagne.

Le sous-phosphate de chaux entre pour les $^2/_3$ dans la composition des os de tous les animaux ; il existe dans toutes les matières animales, dans toutes les concrétions morbifiques, les calculs vessiculaires, etc. On le rencontre dans presque tous les végétaux, et principalement dans les graines céréales.

821. *Phosphate neutre de Barite.* Ce sel s'obtient en versant une dissolution de phosphate d'ammoniaque dans une dissolution d'hydrochlorate de barite ; le phosphate neutre de barite se précipite ; on le recueille sur un filtre, et on le fait

sécher dans un creuset de platine. Il est blanc, pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau, et soluble dans les acides nitrique, hydrochlorique et phosphorique; il est sans usage.

822. *Phosphate acidule de Barite.* Le phosphate neutre de barite, mis en contact avec la moitié de l'acide phosphorique qui entre dans sa composition, se transforme en phosphate acidule. On peut aussi obtenir ce dernier sel en versant dans de l'alcool de l'acide phosphorique étendu de six fois son poids d'eau et saturé de phosphate de barite humide; le phosphate acidule se précipite à l'instant : on le lave avec de l'alcool, et on le fait sécher; il est sous la forme d'une poudre blanche et légère, que l'eau transforme en phosphate acide et en sous-phosphate.

823. *Phosphate acide de Barite.* Le phosphate neutre de barite, encore humide, mis en contact avec une quantité d'acide phosphorique égale à celle qui entre dans sa composition, se transforme en phosphate acide qui se dissout dans l'eau; la dissolution concentrée donne des cristaux blancs d'une saveur acre et piquante, qui rougissent fortement le papier de tournesol humide.

824. *Sous-Phosphate de Barite.* On connaît deux sous-phosphates de barite : l'un s'obtient en traitant le phosphate neutre par l'ammoniaque, il contient une fois et un quart autant de base que le phosphate neutre; l'autre s'obtient en traitant une dissolution de phosphate neutre par une dissolution bouillante de potasse ou de soude; ce dernier contient une fois et demie autant de base que le phosphate neutre : tous deux sont sans usages.

825. *Phosphates de Lithium.* Ces sels sont inconnus.

826. *Phosphate neutre de Soude.* Ce sel s'obtient directement en saturant une dissolution de soude par une dissolution d'acide phosphorique, ou en décomposant le phosphate acide de chaux par le sous-carbonate de soude. Ce sel n'est neutre qu'en dissolution; si on essaie de le faire cristalliser, il se décompose en phosphate acide et en sous-phosphate. Il n'existe point dans la nature.

827. *Phosphate acide de Soude.* Ce sel s'obtient en concentrant la dissolution de phosphate neutre; il se forme un sous-phosphate cristallisé, que l'on sépare par la filtration, et un phosphate acide qui reste en dissolution. Ce sel est très-soluble et incristallisable, cependant il donne quelquefois de petites écailles, qui ressemblent à l'acide borique. Il n'existe point dans la nature.

828. *Sous-Phosphate de Soude.* Le sous-phosphate de soude s'obtient en faisant évaporer une dissolution de phosphate neutre, ou en versant un excès de sous-carbonate de soude dans une dissolution de phosphate acide de chaux. Ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux, terminés par des pyramides triangulaires; sa saveur est fraîche et urineuse; il renferme 0,62 d'eau de cristallisation; soumis à l'action de la chaleur, il éprouve successivement la fusion aqueuse et la fusion

ignée : par cette dernière fusion, il devient transparent ; mais après le refroidissement, il reste opaque ; il est soluble dans 4 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante; exposé à l'air, il effleurit à sa surface. Ce sel, qui n'est décomposé ni par la chaleur ni par aucun corps combustible, se combine avec presque tous les oxides, en formant avec eux des verres différemment colorés ; il est souvent employé dans les essais au chalumeau, et comme réactif; il peut remplacer avantageusement le borax dans la soudure des métaux.

829. *Phosphate neutre de Potasse.* Ce sel existe en grande quantité dans les graines céréales. Il se prépare comme celui de soude, et jouit des mêmes propriétés.

830. *Phosphate acide de Potasse.* Ce sel s'obtient comme le phosphate acide de soude ; ses propriétés sont analogues.

831. *Sous-Phosphate de Potasse.* Les propriétés de ce sel sont encore les mêmes que celles du sous-phosphate de soude, et on l'obtient de la même manière.

832. *Phosphates de Manganèse.* Ces sels s'obtiennent en versant une dissolution de sels de manganèse dans une dissolution de phosphate alcalin ; le phosphate de manganèse se précipite : l'état de sa saturation dépend de celles des deux dissolutions salines. En 1807 on a découvert un phosphate de manganèse naturel, auprès de Limoges, dans une roche granitique ; sa couleur varie du noir au brun, elle est due à du fer avec lequel il est mêlé.

833. *Phosphate acide de Zinc.* L'acide phosphorique dissout facilement l'oxide de zinc et son carbonate; mais il ne se forme qu'un sel avec excès d'acide, très-soluble, incristallisable, et qui devient vitreux et insoluble par la chaleur.

834. *Phosphate neutre de Zinc.* Ce sel s'obtient en faisant bouillir long-temps une dissolution de phosphate acide sur un excès de sous-carbonate de zinc : la dissolution se sature, et produit une masse blanche insoluble et vitrifiable, qui est le phosphate neutre.

835. *Phosphates de Fer.* Les sous-phosphates de fer ont été peu examinés. Comme ils sont tous insolubles, on peut les former par la voie des doubles décompositions; on peut aussi les obtenir en faisant agir l'acide phosphorique en dissolution sur le fer métallique : mais l'action est très-lente. Il paraît qu'il existe des phosphates de deutoxide et de tritoxide sous trois états de saturation différens. Les phosphates de fer existent dans la nature, mais ils sont rares; on trouve le phosphate de fer cristallisé en prismes triangulaires, en Cornouailles et en Bavière; il accompagne le fer magnétique ; à l'état pulvérulent, il se rencontre à l'île de France, dans les argiles des terrains renfermant des débris fossiles de corps organisés (il est probable qu'il doit son origine à la décomposition de ces matières); enfin, on le trouve dans les produits volcaniques de l'île Bourbon, et dans les matières vitreuses qui proviennent de l'incendie des houillères.

836. *Phosphates d'Étain.* Ces sels sont peu connus ; on les obtient par la voie des doubles décompositions; on pourrait aussi les obtenir directement en traitant le métal par l'acide ; mais l'action ne se manifesterait qu'à une température très-élevée, et l'on obtiendrait un phosphure et un phosphate.

837. *Phosphates de Cadmium.* Ces sels n'ont point été étudiés ; on sait seulement qu'on peut les obtenir par la voie des doubles décompositions. Ils n'existent point dans la nature, et sont sans usages.

838. *Phosphates d'Arsenic.* Les phosphates d'arsenic n'existent point dans la nature ; on les obtient en combinant directement l'oxide d'arsenic et l'acide phosphorique ; ils sont peu connus et sans usages.

839. *Phosphates de Chrôme.* S'obtiennent en traitant l'oxide de chrôme récemment précipité par l'acide phosphorique ; ils sont à peine connus.

840. *Phosphates de Tungstène.* Inconnus.

841. *Phosphates de Molybdène.* L'acide phosphorique attaque le molybdène, et se combine avec son oxide ; on ne connaît aucune des propriétés des sels qui en résultent.

842. *Phosphates de Colombium.* Le colombium n'est attaqué ni à chaud ni à froid par l'acide phosphorique, et il est probable qu'il n'existe point de phosphate à base de colombium.

843. *Phosphate acide d'Antimoine.* Le protoxide d'antimoine se dissout dans un excès d'acide phosphorique ; il en résulte un sel acide incristallisable, dont on ne connaît aucune des autres propriétés.

844. *Sous-Phosphate d'Urane.* Ce sel existe dans la nature, ordinairement en lames carrées groupées confusément, quelquefois jaunes comme à Autun, quelquefois vertes comme en Angleterre et en Sibérie : dans ce dernier cas, il doit sa couleur à du phosphate de cuivre ; on peut l'obtenir artificiellement en précipitant l'acétate d'urane par l'acide phosphorique.

845. *Phosphate acide de Cobalt.* L'acide phosphorique n'attaque pas le cobalt, mais il dissout facilement son oxide, et forme un phosphate acide, rouge et très-soluble.

846. *Phosphates neutres et Sous-Phosphates de Cobalt.* Ces sels sont insolubles, d'un rose-violacé ; on les obtient en décomposant les sels solubles de cobalt par les phosphates alcalins : ils sont tous solubles dans un excès d'acide phosphorique. Ces sels sont employés pour faire le *bleu de Cobalt* ou *bleu de Thénard* ; pour cela on les mêle, lorsqu'ils sont encore humides, avec huit fois leur poids d'alumine en gelée ; on fait sécher le mélange, que l'on calcine ensuite pendant une demi-heure au rouge-cerise ; à la place de l'alumine, on pourrait employer de l'alun à base d'ammoniaque. On remplace aussi le phosphate de cobalt par l'arséniate : c'est même ce que l'on fait ordinairement, parce que ce dernier est moins cher que le premier.

847. *Phosphate de Bismuth.* S'obtient directement en traitant l'oxide de bismuth

par l'acide phosphorique ; il en résulte un sous-phosphate insoluble qui se dissout dans un excès d'acide, et forme un phosphate acide qui cristallise facilement.

848. *Phosphates de Cérium.* Tous les sels solubles de cérium sont précipités par les phosphates alcalins; les phosphates qui se précipitent sont insolubles dans un excès d'acide phosphorique.

849. *Phosphate de Cuivre.* L'acide phosphorique n'attaque le cuivre que très-lentement, mais il se combine facilement avec ses oxides. Il en résulte des sous-phosphates, des phosphates neutres ou des phosphates acides : les phosphates de cuivre aux deux premiers degrés de saturation peuvent s'obtenir par la voie des doubles décompositions. Ces sels ont toujours une teinte verdâtre; chauffés, ils perdent leur eau de cristallisation et deviennent bruns ; à la chaleur rouge ils donnent du phosphore et du cuivre. Le sous-phosphate de cuivre existe en petite quantité dans la nature ; on le rencontre en cristaux, qui présentent la forme d'un rhomboïde ou d'un octaèdre ; il existe en masses mamelonnées, mêlé avec de l'hydrate de deutoxide. C'est principalement dans les mines de Hongrie et à Reinbreitenbach sur les bords du Rhin qu'on trouve ce phosphate.

850. *Phosphate de Tellure.* Inconnu.

851. *Phosphate de Nickel.* Aucun phosphate de nickel n'existe dans la nature; le phosphate neutre s'obtient par la voie des doubles décompositions : il est en poudre verdâtre, insoluble. Le phosphate acide s'obtient en traitant l'oxide de nickel par un excès d'acide phosphorique : la dissolution ne donne point de cristaux par l'évaporation.

852. *Phosphate de Plomb.* Le phosphate de plomb se rencontre souvent dans la nature, principalement dans les mines de sulfure de plomb. Il est assez abondant dans les mines de la Croix en France et du Hartz ; il renferme ordinairement de l'arséniate de plomb ; ses couleurs sont très-variées : les plus communes sont le vert, le jaune et le brun; il est ordinairement cristallisé en prismes hexaèdres réguliers. On peut l'obtenir par la voie des doubles décompositions , alors il est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, mais soluble dans les acides nitrique, phosphorique, hydrochlorique et dans la potasse caustique; il est fusible à la chaleur rouge.

Le phosphate acide de plomb s'obtient en dissolvant le protoxide de plomb ou le phosphate neutre dans l'acide phosphorique.

Le sous-phosphate de plomb s'obtient en mettant en contact le phosphate neutre et l'ammoniaque ; il est insoluble.

Le phosphate acidule de plomb se forme lorsqu'on verse une dissolution d'hydrochlorate de plomb concentrée et chaude dans une dissolution de phosphate acide de soude ; il se précipite sous la forme d'une poudre blanche, qui, lavée à l'eau bouillante, conserve toujours la propriété de rougir le papier de tournesol.

853. *Phosphates de Mercure.* Les phosphates insolubles de mercure s'obtiennent

par les doubles décompositions, et le phosphate acide en traitant le phosphate neutre ou le deutoxide de mercure par l'acide phosphorique.

854. *Phosphates d'Osmium.* Inconnus.

855. *Phosphate d'Argent.* Le sous-phosphate d'argent se forme quand on verse une dissolution neutre de phosphate de soude dans une dissolution également neutre de nitrate d'argent. La liqueur devient acide, et il se forme un précipité d'un jaune clair, fusible, et un émail d'un vert plus ou moins obscur. Le phosphate acide s'obtient en dissolvant le sous-phosphate dans un excès d'acide; on obtient ainsi un sel soluble, incristallisable, qui, par l'évaporation, laisse précipiter un sous-phosphate; ce qui fait présumer qu'il n'existe pas de phosphate neutre.

856. *Phosphates de Palladium.* Inconnus.

857. *Phosphates d'Or.* On sait seulement que le deutoxide d'or est soluble dans l'acide phosphorique.

858. *Phosphates de Platine.* Même observation que pour l'or.

859. *Phosphates de Rhodium.* Inconnus.

860. *Phosphates d'Irridium.* Inconnus.

861. *Phosphate d'Ammoniaque.* Le phosphate neutre d'ammoniaque, combiné avec les phosphates de soude et de magnésie, se trouve dans les urines humaines; il entre dans la composition de plusieurs espèces de calculs vésiculaires et dans des concrétions volumineuses qu'on rencontre dans les intestins de plusieurs quadrupèdes, et surtout des chevaux. Ce sel est très-soluble; on ne peut le faire cristalliser que par une évaporation spontanée, car à la chaleur de l'ébullition, une partie de l'ammoniaque se dégage : la forme de ses cristaux est un prisme à 4 pans, terminé par des pyramides à 4 faces; il n'est ni efflorescent, ni déliquescent; à une température inférieure à la chaleur rouge, l'ammoniaque se dégage, et l'acide reste sous une forme vitreuse. On obtient ce sel en versant dans une dissolution de phosphate acide de chaux un excès d'ammoniaque. Ce sel est employé pour extraire l'acide phosphorique. Il paraît qu'il existe aussi un phosphate acide et un sous-phosphate; mais ils sont peu connus.

§ II.

Des Hypo-Phosphites.

862. Tous les hypo-phosphites sont solubles dans l'eau; ceux de barite et de stron-

tiane le sont assez pour être incristallisables; ceux de potasse et de soude sont solubles dans l'eau et dans l'alcool en toutes proportions. Ils font passer le chlore à l'état d'acide hydrochlorique; ils décolorent subitement la dissolution de sulfate-rouge de manganèse, et précipitent de leur dissolution l'or et l'argent métallique. Projetés sur des charbons incandescens, ils brûlent avec une flamme jaune, et passent à l'état de phosphate; chauffés dans des tubes de verre, ils se décomposent en hydrogène phosphoré, phosphore, phosphate et oxide de phosphore. Aucun n'existe dans la nature; tous se préparent directement en combinant l'acide hypo-phosphoreux avec les bases.

§ III.

Des Phosphites.

863. L'acide phosphoreux se combine avec tous les oxides difficiles à réduire; il en résulte des phosphites qui peuvent être à différens degrés de saturation.

Les phosphites projetés sur des charbons incandescens brûlent avec une flamme jaune dont la teinte est d'autant plus intense qu'ils renferment plus d'acide; chauffés dans des vases clos, ils se décomposent et donnent les mêmes produits que les hypo-phosphites.

Les phosphites de soude, de potasse et d'ammoniaque sont très-solubles, déliquescens, mais insolubles dans l'alcool; ceux de barite et de strontiane sont aussi solubles, mais moins que les premiers. On ne connaît pas la forme des cristaux du phosphite d'ammoniaque; ceux de soude affectent la forme d'un parallélipipède qui diffère peu du cube. Les phosphites de barite et de strontiane cristallisent, mais seulement par évaporation spontanée, car lorsqu'on les chauffe, ils se décomposent en un phosphite acide qui reste en dissolution, et en sous-phosphite qui se précipite.

Aucun phosphite n'existe dans la nature; aucun n'est employé dans les arts; tous s'obtiennent directement en combinant l'acide avec les bases, et ceux qui sont insolubles peuvent encore s'obtenir par la voie des doubles décompositions.

Les phosphites neutres, en absorbant l'oxigène pour passer à l'état de phosphate, ne changent point d'état de saturation; par conséquent, puisque l'acide phosphoreux contient les $\frac{3}{5}$ de l'oxigène de l'acide phosphorique, et que dans les phosphates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 2 est à 5, dans les phosphites neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 2 est à 3, et à la quantité d'acide comme 1 est à 2,676.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE IV.

Sels dont l'Acide est formé de Phosphore et d'Oxigène.

Phosphates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES. Tous les phosphates des 5 premiers ordres se vitrifient à la chaleur rouge; les autres se décomposent. Tous les phosphates neutres sont insolubles, excepté ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque; tous les sous-phosphates sont insolubles; tous les phosphates acides ou acidules sont solubles. Le chlore, l'azote, l'iode et le sélénium sont sans action sur les phosphates : le phosphore et le soufre décomposent les phosphates, dont les oxides sont réductibles par ces corps; l'hydrogène, le bore et le carbone décomposent tous les phosphates : l'ordre d'affinité des bases pour l'acide phosphorique est le suivant : Barite, Strontiane, Chaux, Potasse, Soude, Ammoniaque, Magnésie, etc. On rencontre dans la nature 11 phosphates; les plus répandus sont ceux de chaux et de plomb. Il existe 4 variétés de phosphates : les phosphates neutres, les phosphates acides, les phosphates acidules et les sous-phosphates. La quantité d'oxide étant constante, la quantité d'acide est 1 dans les premiers, 2 dans les seconds, 1 ½ dans les troisièmes, et ½ dans les derniers. On n'emploie dans les arts que les phosphates de chaux, de cobalt, de soude et d'ammoniaque. Tous les phosphates peuvent s'obtenir directement; ceux qui sont insolubles peuvent s'obtenir par la voie des doubles décompositions.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES PRINCIPAUX.

Phosphate acide de Chaux. Blanc, très-soluble; n'existe pas dans la nature; s'obtient en traitant les os calcinés par l'acide sulfurique.

Sous-Phosphate de Chaux. Blanc, insoluble; existe dans la nature en masses amorphes, et cristallise (Apatite, Chrysolite), et dans les os de la plupart des animaux.

Sous-Phosphate de Fer. Existe dans la nature; peut s'obtenir directement ou en traitant le métal par l'acide.

Sous-Phosphate de Cobalt. S'obtient en décomposant les sels solubles de cobalt par les phosphates alcalins; mêlé avec l'alumine en gelée et calcinés, il constitue le bleu de cobalt.

Sous-Phosphates de Cuivre. S'obtiennent par la voie des doubles décompositions; ils existent dans la nature.

Sous-Phosphate de Plomb. S'obtient par la voie des doubles décompositions; il est assez répandu dans la nature; sa couleur varie du jaune au vert et au brun.

Phosphate d'Ammoniaque. Existe dans la nature, principalement dans les urines humaines, les calculs vésiculaires, etc. On l'obtient en décomposant le phosphate acide de chaux par l'ammoniaque. Ce sel est employé pour extraire l'acide phosphorique.

Hypo-Phosphites.

Tous sont solubles; soumis à l'action de la chaleur, ils se décomposent et donnent de l'hydrogène phosphoré, du phosphore, un phosphate et un oxide phosphoré; ils font passer le chlore à l'état d'acide hydrochlorique, et précipitent de leurs dissolutions l'or et l'argent à l'état métallique. Aucun n'existe dans la nature. Tous s'obtiennent directement.

Phosphites.

Les phosphites alcalins sont solubles et cristallisables; ils se décomposent par la chaleur, et donnent les mêmes produits que les hypo-phosphites. Aucun n'existe dans la nature; tous s'obtiennent directement ou par la voie des doubles décompositions. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide :: 2 : 3, et à la quantité d'acide :: 1 : 2,656.

CHAPITRE V.

Des Sels dont l'Acide oxigéné est à base de Soufre.

864. Il existe 4 acides oxigénés à base de soufre. Chacun d'eux donne naissance à un genre de sel dont nous examinerons successivement les propriétés.

§ Ier.

Des Sulfates.

865. *Propriétés générales.* La plupart des oxides peuvent former avec l'acide sulfurique des sels à différens degrés de saturation. Nous commencerons par étudier les propriétés générales des sulfates neutres.

Les sulfates neutres, soumis à l'action de la chaleur, sont tous décomposés, excepté ceux du 2e ordre et celui de magnésie. Les produits de la décomposition des sulfates sont de l'acide sulfureux, du soufre, de l'oxigène, quand l'oxide ne l'absorbe pas; le métal, lorsque l'oxide est réductible, ou un sulfure, lorsqu'il peut se former et résister à cette température.

Le carbone décompose tous les sulfates; il en résulte pour tous de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone, suivant que la quantité de charbon est plus ou moins considérable et le degré de température. On obtient en outre, avec les oxides du 1er ordre, du soufre et l'oxide métallique; avec les sulfates alcalins, du soufre, un sulfure métallique ou un oxide sulfuré: avec les sulfates des autres ordres, des sulfures, lorsqu'ils peuvent le former, et probablement une petite quantité de carbure de soufre. L'hydrogène décompose également tous les sulfates; les produits sont les mêmes qu'avec le carbone, excepté l'acide carbonique ou l'oxide de carbone qui sont remplacés par l'eau, et le carbure de soufre qui l'est par l'hydrogène sulfuré. L'azote et sans action sur les

sulfates. Le chlore agit comme si l'acide et l'oxide étaient isolés. Il paraît que le bore et le phosphore décomposent tous les sulfates, et qu'il en résulte des borates et des phosphates toutes les fois que ces derniers peuvent se former, et dans le cas contraire, des sulfures ou des phosphures. Le soufre agit comme la chaleur seule. Tous les métaux des 2e et 3e ordres, ainsi que plusieurs des ordres suivans, décomposent tous les sulfates : il en résulte des oxides ou des sulfures et d'autres produits qui varient suivant la nature du sulfate et du métal qui agit sur lui.

866. L'eau agit d'une manière très-différente sur les sulfates ; il en est qui sont très-solubles dans ce liquide, d'autres qui y sont peu solubles, et d'autres, enfin, qui jouissent d'une insolubilité presque absolue. Comme la connaissance de la solubilité des sulfates est très-importante, nous en plaçons ici un Tableau.

Tableau de la solubilité des Sulfates neutres.

SULFATES TRÈS-SOLUBLES.	SULFATES PEU SOLUBLES.	SULFATES INSOLUBLES.
Sulfate de Magnésie.	Sulfate de Zircone.	Sulfate de Barite.
— de Glucine.	— d'Yttria.	— d'Étain.
— de Thorine.	— de Chaux.	— d'Antimoine.
— d'Alumine.	— de Strontiane.	— de Bismuth.
— de Potasse.	— de Cérium.	— de Plomb.
— de Soude.	— d'Argent.	— de Mercure.
— de Lithine.		
— de Manganèse.		
— de Zinc.		
— de Fer.		
— de Cadmium.		
— de Chrôme.		
— d'Urane.		
— de Cobalt.		
— de Cuivre.		
— de Nickel.		
— de Palladium.		
— d'Iridium.		
— de Platine.		

867. L'ordre d'affinité de l'acide sulfurique par l'intermède de l'eau, pour les bases salifiables, est le suivant : Barite, Strontiane, Potasse, Soude, Lithium; Chaux, Ammoniaque, Magnésie, etc.

868. Les acides silicique, borique et phosphorique décomposent tous les sulfates : il en résulte des silicates, des borates et des phosphates, lorsque ces sels peuvent se former, ou les produits qui naissent de la décomposition de ces sels. De tous les autres acides, il n'y a que les acides hydrogénés qui peuvent décomposer certains sulfates; il se forme alors de l'eau, par la combinaison de l'oxigène de l'oxide et de l'hydrogène de l'acide, des chlorures, des sulfures ou des séléniures métalliques.

869. Les sulfates naturels sont les suivans :

Tableau des Sulfates naturels.

Sulfate de Magnésie.	Sulfate de Zinc.
— de Chaux.	— de Fer.
— de Strontiane.	— de Cuivre.
— de Barite.	— d'Alumine et de Potasse.
— de Potasse.	— d'Alumine et d'Ammoniaque.
— de Soude.	— de Chaux et de Soude.

870. On prépare les sulfates par plusieurs procédés. Les sulfates solubles s'obtiennent en traitant les oxides ou les carbonates par l'acide sulfurique étendu d'eau : on met moins d'acide qu'il n'en faut pour saturer l'oxide ou le carbonate; on fait chauffer, on filtre et on fait évaporer. Plusieurs sulfates solubles et insolubles s'obtiennent en traitant les métaux par l'acide sulfurique étendu : l'eau est décomposée, il se dégage de l'hydrogène, et le sulfate reste en dissolution ou se précipite. Tous les sulfates insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Enfin, on se procure certains sulfates par le grillage des sulfures.

871. Connaissant la composition du sulfate de barite, on peut facilement en déduire celle de tous les autres; en effet, si le sulfate à

analyser est soluble dans l'eau, en dissolvant un poids déterminé du sel dans ce liquide, et y versant un excès de nitrate ou d'hydrochlorate de barite, il se formera un précipité de sulfate de barite, que l'on pourra recueillir sur un filtre, sécher et peser : la composition du sulfate de barite donnera la quantité d'acide renfermé dans le sulfate soluble, et la différence entre le poids du sel sur lequel on a opéré et celui de l'acide, donnera la quantité d'oxide qu'il renferme ; si le sulfate est insoluble, en le faisant bouillir pendant plusieurs heures avec une dissolution acide de nitrate ou d'hydrochlorate de barite, les deux sels seront encore décomposés, et il se formera du sulfate de barite que l'on séparera du nitrate ou de l'hydrochlorate de la base du sulfate par des lavages, et du poids du sulfate de barite, on déduira, comme précédemment, la composition du sulfate. Quant au sulfate de barite, on détermine la proportion de ses élémens par le procédé suivant : on pèse une certaine quantité de barite pure dans un creuset de platine ; on verse de l'eau pour la déliter, et on la sature par un excès d'acide sulfurique ; on fait calciner au rouge : l'excès d'acide se dégage, et le poids du sulfate, diminué de celui de la base, donne la quantité d'acide sulfurique combiné. On a trouvé ainsi, que dans les sulfates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, comme 1 est à 3, et à la quantité d'acide, comme 1 est à 5.

872. Les sulfates neutres employés dans les arts sont les suivans : les sulfates de magnésie, de chaux, de barite, de potasse, de soude, de fer, de zinc, de cuivre, de mercure, le sulfate double d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, enfin le sulfate d'ammoniaque.

873. Il paraît que tous les oxides, excepté ceux de 2[e] ordre et les deutoxides de plomb et de mercure, peuvent former des sous-sulfates. Tous les sous-sulfates sont insolubles. On obtient les sous-sulfates dont les sulfates neutres sont solubles, en versant dans une dissolution de ces derniers une quantité de potasse ou de soude insuffisante pour les décomposer en totalité. La composition des sous-sulfates paraît très-variable ; un seul sous-sulfate est employé : c'est celui de deutoxide de mercure (*Turbith minéral*).

874. Jusqu'ici on n'a examiné avec soin qu'un très-petit nombre de sulfates acides. Il paraît cependant que presque tous les oxides sont susceptibles d'en former. Dans ceux qui ont été examinés, on a trouvé que la quantité d'acide est double de celle renfermée dans le sulfate neutre de la même base ; ainsi on peut les désigner sous le nom de *Bi-Sulfates*. Un seul est employé dans les arts : c'est celui de potasse.

875. *Sulfate d'Alumine.* Blanc, déliquescent ; cristallise en houppes soyeuses ; n'existe point dans la nature ; s'obtient en traitant l'alumine en gelée par l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau, de manière que toute l'alumine se dissolve à l'aide de la chaleur (1), portant la liqueur à l'ébullition, filtrant et faisant évaporer en consistance sirupeuse. Le sulfate d'alumine n'existe pas dans la nature. Ce sel se combine avec les sulfates de potasse ou d'ammoniaque, et forme un sel double très-employé dans les arts (888).

876. *Sulfate de Zircone.* Ce sel est blanc, pulvérulent, très-peu soluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'acide. On l'obtient directement, ou en versant un sulfate alcalin dans une dissolution d'un sel soluble de zircone : il se précipite ; on le recueille sur un filtre, et on fait sécher. Ce sel n'existe pas dans la nature, et n'est d'aucun usage.

877. *Sulfate de Thorine.* Le sulfate de thorine est blanc, soluble ; sa dissolution concentrée donne des cristaux transparens, que l'eau décompose lentement en sulfate acide et en sous-sulfate. Ce sel peut s'obtenir en traitant la thorine par un petit excès d'acide sulfurique, ou en décomposant à froid l'hydrochlorate de thorine par le sulfate de potasse ; à chaud, il se formerait un sous-sulfate. Ce sel est sans usage, et n'existe pas dans la nature.

878. *Sulfate de Glucine.* Sel blanc, très-soluble, même un peu déliquescent ; il cristallise en aiguilles ; sa saveur est sucrée ; on l'obtient en traitant la glucine ou son carbonate par l'acide sulfurique étendu d'eau. Il n'existe point dans la nature ; il est sans usage.

879. *Sulfate d'Yttria.* Ce sel est blanc, sucré ; il n'est soluble à la température ordinaire que dans 30 ou 40 fois son poids d'eau ; il cristallise en petits grains brillans ; on l'obtient comme le sulfate de glucine. Il n'existe pas dans la nature.

---

(1) Si on mettait un excès d'alumine, et si la chaleur était continuée long-temps, on obtiendrait seulement un sous-sulfate insoluble.

880. *Sulfate de Magnésie* (*Sel d'Epsum*, *Sel de Sedlitz*). Ce sel est blanc, amer ; 100 parties d'eau en dissolvent 32,76 à 14°,58, et 72,30 à 97°,03 ; il cristallise en prismes à 4 pans, terminés par des sommets dièdres ou par des pyramides à 4 faces, qui renferment 51,5 d'eau de cristallisation ; ils éprouvent la fusion aqueuse, mais non la fusion ignée. Ce sel n'est point décomposé par la chaleur, mais il l'est complétement à la température ordinaire par la soude, la potasse et les sous-carbonates de ces bases ; les carbonates neutres alcalins ne le décomposent qu'à la chaleur de l'ébullition ; l'ammoniaque forme avec lui un sulfate double. Ce sel existe en dissolution dans les eaux d'un grand nombre de sources salées, principalement dans celles d'Epsum et de Sedlitz.

Le sulfate de magnésie s'obtient par plusieurs procédés ; le premier consiste à faire évaporer jusqu'à pellicule les eaux qui le contiennent ; il cristallise par le refroidissement : si une première cristallisation ne suffit pas pour l'obtenir suffisamment pur, on redissout les cristaux dans des eaux pures, et on réitère cette opération jusqu'à ce que le sel soit complétement débarrassé des sels étrangers. En Italie on fait le sulfate de magnésie avec des chistes qui renferment de la magnésie et du sulfure de fer ; on les met sur le sol en tas plus ou moins volumineux, que l'on arrose de temps en temps : le soufre du sulfure se convertit en acide sulfurique, et il se forme en même temps des sulfates de magnésie et de fer, mais ce dernier est toujours en petite quantité : lorsque les chistes sulfureux sont recouverts d'une suffisante quantité d'efflorescence saline, on les lessive, et l'évaporation des eaux donne du sulfate de magnésie, que l'on purifie par de nouvelles cristallisations. On obtient aussi le sulfate de magnésie au moyen des terres calcaires magnésiennes ; pour cela, on les calcine jusqu'au point de dégager l'acide carbonique ; on les délite avec l'eau, et on verse sur ces hydrates une quantité d'acide hydrochlorique suffisante pour dissoudre la chaux ; on lave et on traite la magnésie par l'acide sulfurique ou le sulfate de fer ; on concentre les dissolutions, et on fait cristalliser.

Le sulfate de magnésie est employé en médecine et pour extraire la magnésie.

881. *Sulfate de Barite* (*Spath pesant*). Ce sel est blanc, complétement insoluble dans l'eau; aussi, les sels de barite sont d'excellens réactifs pour reconnaître dans un liquide la plus petite quantité d'acide sulfurique libre ou combiné. Ce sel est un peu soluble dans l'acide sulfurique concentré : sa densité est de 4,08; il entre en fusion à une température très-élevée, et ne se décompose à aucune; pulvérisé, pétri avec de l'eau et de la farine et calciné au rouge, il devient lumineux dans l'obscurité. Le résultat de cette opération porte le nom de *Phosphore de Bologne*, où il a été découvert par un cordonnier.

Le sulfate de barite est très-répandu dans la nature ; ses cristaux se présentent sous des formes très-variées; le noyau ou forme primitive de ces cristaux, est un prisme droit dont la base est un rhombe. Ce sel se trouve beaucoup plus fréquemment en masses lamellaires ou radiées; ces masses ne forment jamais des montagnes, et rarement des filons; elles accompagnent ordinairement les mines de sulfures d'antimoine, de plomb, de mercure, de zinc, de fer et de cuivre. On le trouve au Hartz en Hongrie, dans les départemens du Puy-de-Dôme, du Cantal, du Var, etc. Le sulfate de barite est employé comme fondant dans les fonderies de cuivre, et dans les laboratoires pour extraire le barite et tous ses sels.

882. *Sulfate de Strontiane.* Ses propriétés physiques et chimiques sont les mêmes que celles du sulfate de barite, seulement il est moins insoluble : l'eau peut en dissoudre $\frac{1}{4000}$. Il existe dans la nature, mais il y est bien moins répandu que le sulfate de barite; la forme de ses cristaux est la même que celle des cristaux de ce dernier; les angles ne diffèrent que d'un petit nombre de degrés. On rencontre le sulfate de strontiane principalement aux environs de Paris, à Mont-Martre et à Ménilmontant, aux Vals de Noto et de Mazara en Sicile, dans des guangues de soufre, etc. Ce sel est sans usage.

883. *Sulfate de Chaux* (*Plâtre*, *Gypse*). Le sulfate de chaux est sans couleur, soluble dans 300 fois son poids d'eau, beaucoup plus soluble dans l'acide sulfurique. Soumis à l'action de la chaleur, il abandonne d'abord son eau de cristallisation; puis il se fond en un émail blanc, indécomposable.

Le sulfate de chaux est très-répandu dans la nature; on le rencontre dans deux états différens, renfermant 21 pour 100 d'eau de cristallisation, et sans eau de cristallisation.

Dans le premier état, il est quelquefois cristallisé; il porte alors le nom de *Sélénite*. La forme primitive de ces cristaux est un prisme droit dont la base est un losange; les cristaux les plus répandus ont une forme lenticulaire, et sont irrégulièrement groupés; ces cristaux sont ordinairement transparens, tendres, et se séparent facilement en lames flexibles d'une grande ténuité. Plus souvent, le sulfate de chaux est en masses saccaroïdes ou fibreuses. Enfin, on le trouve en masses considérables, mêlé avec du carbonate de chaux, du sable et de l'argile; il forme alors la *pierre à plâtre*. Dans ce dernier état, il gît ordinairement dans les terrains de récente formation, au milieu des débris de corps organisés. Sous ces différentes formes, le sulfate de chaux est très-répandu sur la surface du globe; on le trouve aussi en dissolution dans un grand nombre de sources d'eau douce.

Le sulfate de chaux anhydre existe tantôt cristallisé d'une manière régulière, tantôt en masses saccaroïdes; la forme primitive de ses cristaux est le cube. Ce sel est beaucoup plus dur que le sulfate hydraté; on ne le rencontre que dans un petit nombre de lieux. Jusqu'ici cette variété singulière a été trouvée pincipalement à Bex, près de Berne, en Tyrol, au Mont-Blanc, et à Roquevaire, département des Bouches-du-Rhône; dans ce dernier lieu il très-abondant.

Le sulfate de chaux est employé pour faire le plâtre; cette substance, dont on fait dans les constructions une si grande consommation, n'est autre chose que le sulfate de chaux naturel privé par sa calcination de son eau de cristallisation. Les fours dans lesquels ont fait cette calcination, ont la plus grande analogie avec les fours à chaux. Le sulfate anhydre artificiel, pulvérisé et mêlé avec une petite quantité d'eau, en absorbe une partie, cristallise confusément, et prend en quelques instans une grande dureté: le plâtre dont on se sert ordinairement renferme une certaine quantité de chaux, parce que la pierre à plâtre contient souvent du carbonate de chaux; le plâtre long-temps exposé à l'air, perd la propriété de solidifier l'eau et de se durcir, parce qu'alors il a absorbé lentement dans l'air l'eau avec laquelle il peut se combiner. Le plâtre trop calciné, perd également cette propriété, parce qu'une

température très-élevée lui fait éprouver un commencement de vitrification. Le sulfate de chaux anhydre naturel ne jouit d'aucunes des propriétés de celui qui est artificiel.

Le plâtre est encore employé pour amender les prairies artificielles; on ne sait pas de quelle manière il agit.

On pourrait former artificiellement le sulfate de chaux en traitant la chaux ou son carbonate par l'acide sulfurique.

884. *Sulfate acide de Chaux.* Ce sel n'existe pas dans la nature; on le forme en traitant la chaux, son carbonate ou son sulfate neutre, par un excès d'acide sulfurique. Ce sel est soluble; il cristallise en aiguilles peu consistantes.

885. *Sulfate de Lithium.* Ce sel s'obtient en traitant l'oxide de lithium ou son carbonate par un excès d'acide sulfurique, saturant l'excès d'acide par l'ammoniaque, et calcinant au rouge; le sulfate d'ammoniaque se volatilise, et on obtient pour résidu le sulfate neutre de lithium. Ce sel est inaltérable à l'air, d'une saveur franche, très-soluble dans l'eau; il cristallise d'une manière confuse; il ne fond qu'à une température très-élevée; mais lorsqu'il est mêlé avec un peu de sulfate de chaux, il devient beaucoup plus fusible. Le sulfate acide est beaucoup moins soluble, mais plus fusible que lui; il se combine avec le sulfate d'alumine, et forme un sel double, qui a la plus grande analogie avec l'alun (sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque); il a la même saveur, et cristallise comme lui en octaèdres. Le sulfate de lithium n'existe pas dans la nature, et n'est d'aucun usage.

886. *Sulfate neutre de Potasse* (*Sel de duobus*, *Arcanum duplicatum*, *Potasse vitriolée*). Ce sel est blanc, inaltérable à l'air, amer; 100 parties d'eau en dissolvent 10,57, à la température de 12°,72, et 26,33 à 101°,50; il cristallise en prismes à 6 ou à 4 pans, terminés par des pyramides à 6 ou à 4 faces, qui ne renferment point d'eau de cristallisation, et qui décrépitent au feu. Ce sel est décomposé par la plupart des acides qui s'emparent d'une portion de sa base et le transforment en sulfate acide. Il se combine avec le sulfate d'alumine, et forme un sel double, dont nous parlerons bientôt.

Le sulfate de potasse existe dans les cendres de la plupart des végé-

taux ligneux ; on le trouve combiné avec le sulfate d'alumine dans les mines d'alun de la Tolfa et de Piombino en Italie. Les fabriques d'acide sulfurique en forment une grande quantité (188).

On peut l'obtenir en traitant la potasse ou son carbonate par l'acide sulfurique, ou en calcinant le sulfate acide. Ce sel est employé pour faire l'alun, dans les salpétrières pour transformer le nitrate de chaux en nitrate de potasse, et quelquefois en médecine comme purgatif.

887. *Sulfate acide de Potasse.* Ce sel n'existe pas dans la nature. On peut le faire directement ; on en forme des masses considérables dans les fabriques d'acide nitrique (160). Ce sel est beaucoup moins soluble que le sulfate neutre ; calciné au rouge, il abandonne une partie de son acide, et se transforme en sulfate neutre.

888. *Sulfate double d'Alumine et de Potasse* (*Alun*). Ce sel est blanc, incolore, astringent, toujours avec un léger excès d'acide : l'eau à 15° en dissout $^1/_{18}$ de son poids, et à 100° un poids égal ; il cristallise en octaèdres, quelquefois en cubes ; ses cristaux sont légèrement efflorescens, et renferment 45 pour 100 d'eau ; soumis à l'action d'une température peu élevée au-dessus de celle de l'eau bouillante, il éprouve la fusion aqueuse ; coulé et refroidi, il forme une masse vitreuse transparente, que l'on désignait autrefois sous le nom d'*Alun de Roche* ; à une température plus élevée, il se dessèche et se transforme en une masse blanche, opaque et légère, qui est le sulfate double anhydre, et que l'on désigne sous le nom d'*Alun Calciné*. L'alun calciné acquiert une grande cohésion, et se dissout difficilement dans l'eau (1). Enfin, exposé à la chaleur rouge, le sulfate d'alumine se décompose, et il reste un mélange d'alumine et de sulfate de potasse.

Lorsqu'on calcine l'alun avec du charbon très-divisé, il en résulte une masse d'un brun-verdâtre qui a la propriété de s'enflammer spontanément dans l'air. Cette substance a été désignée sous le nom de *Pyrophore* ; on l'obtient par le procédé suivant : on mêle 3 parties d'alun pulvérisé avec une partie de sucre ou d'amidon ;

---

(1) L'alun calciné est quelquefois employé pour ronger les chairs baveuses, et pour conserver les peaux des animaux.

on fait chauffer ce mélange dans une cuiller de fer, en l'agitant continuellement jusqu'à ce qu'il commence à brunir; après quoi on l'introduit dans une fiole à médecine, lutée extérieurement avec un mélange de sable, d'argile et de paille hachée; on fait chauffer graduellement jusqu'au rouge naissant, et on maintient à cette température jusqu'à ce qu'il ne sorte plus de flamme du col de la fiole; alors on la retire du feu, on la ferme avec un bouchon de liége, et on la laisse refroidir: la matière renfermée dans la fiole, mise sur du papier, s'enflamme subitement, ou du moins dans quelques secondes: la combustion est d'autant plus prompte que l'air est plus chaud et plus humide; on l'accélère en dirigeant dessus l'air qu'on expire. L'explication des phénomènes qui accompagnent la formation du pyrophore et sa combustion est très-simple. En effet, les matières végétales étant composées d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, ces élémens, par leur action réciproque et par celle qu'ils exercent sur l'acide sulfurique et la potasse de l'alun, forment de l'oxide de carbone et de l'hydrogène carboné qui s'enflamment à leur sortie de l'eau, de la vapeur de soufre, et il reste dans la fiole du sulfure de potassium, de l'alumine et un excès de charbon. Le pyrophore renfermant du sulfure de potassium, et ce dernier ayant la propriété de décomposer l'eau à la température ordinaire et de dégager assez de chaleur pour enflammer l'hydrogène qu'il met en liberté, on conçoit facilement que la vapeur d'eau qui existe dans l'air étant absorbée et décomposée par le pyrophore, ce dernier doit s'enflammer et donner pour produit de la combustion, de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique et du sulfite ou sulfate de potasse. Il paraît que l'on pourrait remplacer l'alun par le sulfate de potasse: l'alun à base d'ammoniaque ne jouit pas de cette propriété.

L'alun existe dans la nature, aux environs de certains volcans et en dissolution dans les eaux qui circulent sur ces terrains. On le trouve ainsi à la Solfatare de Pouzzole; on rencontre plus fréquemment le sulfate d'alumine combiné avec le sulfate neutre de potasse. Cette substance, mêlée avec la silice et l'oxide de fer, constitue des roches assez dures qui se trouvent en masses considérables à la Tolfa près de Civita-Vecchia et à Piombino.

On prépare l'alun pour les besoins du commerce par quatre procédés différens:

Le premier consiste à lessiver les efflorescences d'alun qui se forment à la surface du sol des terrains volcaniques, et à faire évaporer ces dissolutions, qui cristallisent par refroidissement. Ce procédé est en usage à la Solfatare; mais comme dans cet ancien cratère, le sol est à la tem-

pérature de 40° environ, on fait évaporer les lessives dans des chaudières de plomb enfoncées dans la terre.

Le second procédé consiste à traiter successivement, par la chaleur et l'eau, les roches qui renferment les élémens de l'alun; par la calcination, l'alumine en excès acquiert une plus grande cohésion, et se sépare d'un sulfate neutre d'alumine, et par l'eau, on dissout l'alun devenu plus soluble. On fait alors concentrer les dissolutions, et on fait cristalliser. Ce procédé s'exécute à la Tolfa, à la Solfatare et à Piombino. La mine d'alun est calcinée dans des fourneaux à réverbère; ensuite on l'expose à l'air pendant plusieurs mois, en l'arrosant de temps en temps jusqu'à ce qu'elle soit réduite en bouillie. La calcination est une opération très-délicate; si elle n'est pas assez avancée, on ne rend libre qu'une portion de l'alun; si elle l'est trop, on décompose une partie du sulfate d'alumine.

Le troisième procédé consiste à laisser brûler lentement à l'air les chistes argileux qui renferment du sulfure de fer : par l'action de l'air, il se forme beaucoup de sulfate d'alumine, et peu de sulfate de fer, qui viennent s'effleurir à la surface des fragmens des chistes; on lessive, lorsque la décomposition est suffisamment avancée; on ajoute du sulfate de potasse ou d'ammoniaque; on fait évaporer, et on obtient des cristaux qui ne renferment qu'une petite quantité de fer. Lorsque les chistes sont très-compactes, leur décomposition est extrêmement lente; alors on la rend plus active par l'action de la chaleur; on forme des tas composés de lits alternatifs de bois et de chistes; on met le feu : une partie du soufre se brûle, et l'autre se transforme en acide sulfurique, dont la majeure partie se combine avec l'alumine. Ce procédé est employé à Liége.

Enfin, le dernier procédé consiste à faire le sulfate d'alumine au moyen de l'acide sulfurique et de l'alumine, et à le combiner avec les sulfates de potasse ou d'ammoniaque. Pour cela, on se sert d'argiles ne renfermant point de carbonate de chaux; on les calcine légèrement pour faire passer le fer qu'elles renferment à l'état de tritoxide, afin qu'il soit peu soluble dans l'acide sulfurique. On pulvérise l'argile, et on la

fait chauffer dans une bassine de plomb avec de l'acide sulfurique ; ensuite on ajoute du sulfate de potasse ou d'ammoniaque, et on procède à la cristallisation. Dans les pays où se trouvent un grand nombre de fabriques d'acide sulfurique, on emploie le sulfate de potasse qui constitue les résidus de la combustion du mélange de soufre et de salpêtre; là, au contraire, où l'on distille les matières animales, on peut se procurer à un plus bas prix du sulfate d'ammoniaque ; on emploie ce dernier. Ce procédé est le seul pratiqué en France.

Tous les aluns obtenus par ces divers procédés sont parfaitement identiques, lorsqu'ils sont purs ; mais ils renferment tous du sulfate de fer en quantité différente, et comme la présence de ce sel est très-nuisible à la teinture sur soie et sur coton, on estime davantage ceux qui en contiennent moins (1) ; mais tous les aluns peuvent facilement être privés de la presque totalité du fer qu'ils renferment ; il suffit pour cela de les faire dissoudre et cristalliser de nouveau : le sulfate de fer reste dans les eaux mères. Depuis la découverte de ce procédé si simple de purification (2), les aluns de Rome, qui jusqu'alors étaient presque exclusivement employés, ne présentent plus aucun avantage sur les autres.

L'alun est composé de 36,85 de sulfate d'alumine, de 18,15 de sulfate de potasse et de 45 d'eau. Les usages de l'alun sont nombreux en teinture ; on l'emploie comme mordant pour fixer les couleurs sur les étoffes ; on s'en sert pour augmenter la consistance du suif, pour conserver les peaux, etc.

889. *Sulfate de Soude* (*Sel de Glauber*, *Soude vitriolée*). Ce sel est incolore, très-amer ; sa solubilité dans l'eau croît avec la température jusqu'à 33°, d'où elle va en diminuant jusqu'à la température de l'ébullition, qui a lieu à 103°,17 ; à zéro, 100 parties d'eau dissolvent 5,02 de sulfate de soude; à 32°,73, 50,65 ; à 103°,17, 42,65. Ce sel cristallise facilement en longs prismes à 6 pans, terminés par des sommets dièdres ;

(1) L'alun de Rome contient $^1/_{2200}$ de sulfate de fer ; celui de Liége en renferme $^1/_{1000}$.
(2) Cette importante découverte a été faite par MM. Thénard et Roard.

ces cristaux renferment 0,56 d'eau de cristallisation ; ils sont efflorescens ; soumis à l'action de la chaleur, ce sel fond dans son eau de cristallisation, se dessèche et éprouve la fusion ignée à la chaleur rouge, sans se décomposer.

Le sulfate de soude se rencontre en dissolution dans plusieurs sources salées ; il accompagne le sel marin, principalement dans celles de Château-Salin et de Dieuze ; on le trouve combiné avec le sulfate de chaux, en Espagne, et à Bex dans le canton de Berne ; enfin, il existe dans les cendres d'un grand nombre de plantes qui croissent sur les bords de la mer.

On extrait une partie du sulfate de soude que l'on consomme dans les arts, des eaux qui les renferment, en même temps que l'on en retire le sel marin ; lorsque ces eaux sont parvenues, par des procédés que nous indiquerons plus tard, à un certain degré de saturation, on les fait évaporer, en les soumettant dans des chaudières à l'action de la chaleur ; lorsque l'évaporation a duré un certain temps, il se forme des flocons volumineux, nommés *Schlot*, qui sont composés de sulfate de chaux et de sulfate de soude ; on les enlève purs ; on les traite successivement par une petite quantité d'eau froide et par une plus grande d'eau bouillante ; on décante et on fait cristalliser : l'eau froide enlève un peu de sel marin qui était renfermé dans les eaux qui mouillaient les flocons : l'eau chaude dissout le sulfate de soude et laisse précipiter le sulfate de chaux.

Mais on ne peut fabriquer, par ce procédé, qu'une très-petite partie du sulfate de soude que l'on consomme dans les arts ; tout celui qui est employé dans la fabrication des soudes artificielles s'obtient en traitant le sel marin par l'acide sulfurique. Le sel marin est composé, comme nous avons déjà eu plusieurs fois l'occasion de le dire, d'acide hydrochlorique et de soude ; ce sel, mis en contact avec l'acide sulfurique, est décomposé ; son acide se dégage, et on obtient pour résidu du sulfate de soude. A l'article sous-carbonate de soude, nous entrerons dans tous les détails nécessaires de cette opération.

Les principaux usages du sulfate de soude sont pour la fabrication

des soudes artificielles, pour celles des verres blancs; quelquefois on l'emploie en médecine comme léger purgatif.

890. *Sulfates de Manganèse.* Le protoxide de manganèse se combine directement avec l'acide sulfurique, et forme un sel neutre blanc, amer, très-soluble dans l'eau, et qui cristallise en prismes rhomboïdaux; soumis à l'action de la chaleur rouge, il se décompose en oxigène, acide sulfureux et deutoxide. Ce sel peut aussi s'obtenir en faisant une pâte avec du tritoxide de manganèse naturel et de l'acide sulfurique, faisant chauffer presque jusqu'au rouge, lessivant le résidu, évaporant la dissolution; par l'action de la chaleur, il se dégage de l'oxigène, et on obtient pour résidu du sous-proto-sulfate insoluble et du proto-sulfate neutre soluble; par l'eau, on dissout seulement ce dernier. Ce sel est sans usage. Il ne se trouve pas dans la nature.

Lorsqu'on met du deutoxide en contact avec l'acide sulfurique, il se forme un précipité de tritoxide et un proto-sulfate; ainsi, il n'existe point de deuto-sulfate de manganèse.

Les tritoxide et peroxide se combinent difficilement avec l'acide sulfurique; cependant, lorsqu'on met ces oxides très-divisés en contact avec l'acide sulfurique, on obtient des dissolutions roses, très-acides, qui sont décomposées par la chaleur et par l'eau: cette dernière n'agit que par la chaleur qu'elle développe en se combinant avec l'acide sulfurique.

891. *Sulfate de Zinc* (*Vitriol blanc*). Ce sel est blanc, âcre, très-styptique; l'eau à 15° en dissout les $^{2}/_{5}$ de son poids, et beaucoup plus à une température plus élevée; il cristallise en prismes à 4 pans, terminés par des pyramides à 4 faces; ces cristaux contiennent 0,36 d'eau de cristallisation: ils éprouvent la fusion aqueuse; et à une température plus élevée, ils se décomposent. Ce sel n'existe point dans la nature; on le prépare, 1° en traitant le zinc par l'acide sulfurique étendu d'eau: il se dégage de l'hydrogène, et il se forme du sulfate de zinc, qui reste en dissolution; on procède ensuite à la concentration et à la cristallisation; 2° en grillant le sulfure naturel de zinc (*Blende*). Cette opération se fait dans un fourneau à réverbère (*fig.* 85); le sulfure est placé sur le sol B, et le combustible dans le foyer A; par l'action de la chaleur et de l'air qui échappe à la combustion dans le foyer, la blende, qui est un mélange de sulfure de zinc, de cuivre et de fer, se brûle; il se forme en même temps des sulfates de ces trois métaux:

lorsque la calcination est suffisamment avancée, on retire la matière du fourneau, on lessive, et on fait évaporer les eaux (1). Le sulfate de zinc qu'on obtient par ce procédé n'est jamais pur; il renferme toujours des sulfates de cuivre et de fer; on peut le purifier par de nouvelles cristallisations, ou en le dissolvant dans l'eau, et le faisant bouillir avec de l'oxide de zinc; celui-ci précipite les oxides de fer et de cuivre, en s'emparant de leur acide.

Avant la découverte de l'émétique, le sulfate de zinc était très-employé en médecine; mais maintenant il ne l'est plus que dans certaines maladies des yeux.

892. *Sulfates de Fer.* Les trois oxides de fer peuvent se combiner avec l'acide sulfurique, et forment ainsi trois variétés de sulfates de fer, que nous examinerons successivement.

893. Le proto-sulfate de fer (*Couperose*, *Vitriol vert*) est vert, styptique, vénéneux; il est soluble dans deux fois son poids d'eau à la température ordinaire, et dans les $\frac{3}{4}$ de son poids d'eau bouillante; il cristallise en prismes rhomboïdaux qui renferment 0,45 d'eau de cristallisation. Ces cristaux, séchés à l'air, s'effleurissent et se couvrent de taches de rouille, parce qu'ils absorbent l'oxigène de l'air, et le sel se transforme, du moins à la surface, en sous-trito-sulfate; exposé à l'air en dissolution dans l'eau, il absorbe également l'oxigène de l'air; mais il se forme en même temps un sous-trito-sulfate, qui se précipite, et un trito-sulfate acide, qui reste en dissolution, et colore la liqueur en jaune-rougeâtre.

Le proto-sulfate de fer, soumis dans un creuset à l'action de la chaleur, fond d'abord dans son eau de cristallisation, se dessèche et se décompose; le résidu solide est du tritoxide de fer; les produits volatils sont de l'oxigène, de l'acide sulfureux et un liquide brun fumant, connu sous le nom d'*Acide sulfurique glacial.* On a cru pendant long-temps qu'il était formé d'acide sulfurique et d'acide sulfureux; mais il paraît

(1) La *fig.* 85 représente l'élévation du fourneau à réverbère; la *fig.* 86 la coupe longitudinale; la *fig.* 87 la coupe en travers suivant la ligne XY.

démontré maintenant, qu'il n'est formé que d'acide sulfurique anhydre, ou du moins combiné avec une très-petite quantité d'eau. On peut facilement recueillir l'acide sulfurique glacial en décomposant le sulfate de fer dans une cornue de grès, communiquant avec un ballon environné de linges mouillés. Cette opération se pratique en grand à Nordhausen.

Le chlore et les acides nitreux et nitrique font passer l'oxide du proto-sulfate de fer à un plus haut degré d'oxigénation; le chlore décompose l'eau, se transforme en acide hydrochlorique, et l'oxide de fer absorbe l'oxigène de l'eau décomposée; les acides nitreux et nitrique se décomposent eux-mêmes, et cèdent une partie de leur oxigène au protoxide de fer: il est probable que tous les acides oxigénés qui retiennent faiblement ce corps, jouiraient de la même propriété.

Le proto-sulfate de fer n'existe dans la nature que parce qu'il se forme par la combustion lente des sulfures de fer (pyrites) qui sont exposés à l'air.

On prépare le proto-sulfate de fer par deux moyens différens; le premier consiste à traiter de la vieille ferraille par l'acide sulfurique étendu d'eau, dans de grandes caisses de plomb; à froid, l'action est vive: l'eau est décomposée; il se dégage beaucoup d'hydrogène, et il se forme du proto-sulfate de fer, mais il est toujours avec un grand excès d'acide; pour obtenir le moins d'acide possible, on fait arriver de la vapeur d'eau au fond de la caisse, par un tuyau de plomb qui communique avec une chaudière en fonte pleine d'eau et placée sur un foyer: la vapeur, en se condensant, échauffe le bain, et le fait promptement arriver à la température de l'ébullition. La *fig.* 88 représente la disposition de l'appareil; A est la chaudière à vapeur; B la caisse de plomb renfermant l'eau, l'acide sulfurique et le fer; CDE le tuyau qui conduit la vapeur; F une tête d'arrosoir pour diviser la vapeur qui traverse le liquide; *a* une soupape en plomb qui s'ouvre par une pression de bas en haut, et qui est destinée à éviter l'absorption; *b* est une ouverture de la chaudière à vapeur, par laquelle on introduit l'eau, et qui est fermée par un bouchon métallique dont le poids excède la résistance que la vapeur doit vaincre pour passer à travers le liquide

de la caisse de plomb : elle sert de soupape de sûreté (1). Lorsque la dissolution est arrivée au point convenable, on la met dans des cristallisoirs en plomb, où elle est abandonnée jusqu'à ce que la cristallisation ne fasse plus de progrès ; après quoi, on enlève les cristaux ; on les fait égoutter sur des tables inclinées ; on les fait sécher à l'ombre, et on les livre au commerce. Ce procédé est principalement employé à Marseille.

Le second procédé consiste à exposer à l'air les pyrites alumineuses, et à les lessiver lorsqu'elles sont suffisamment couvertes d'efflorescences salines ; il se forme toujours, comme nous l'avons dit (888), du sulfate de fer et du sulfate d'alumine ; mais comme ce dernier est déliquescent, et par conséquent très-soluble dans l'eau, en faisant concentrer les lessives, le sulfate de fer seul cristallisera, et le sulfate d'alumine restera dans les eaux-mères. Ces eaux-mères servent à faire de l'alun. Lorsque la combustion des pyrites alumineuses se fait spontanément, il se forme une grande quantité de sulfate de fer et de sulfate d'alumine; mais lorsque l'on met le feu à ces pyrites, afin d'activer leur décomposition, il ne se forme que très-peu de sulfate de fer, et beaucoup de sulfate d'alumine. On n'emploie ce dernier moyen que lorsque l'on veut faire de l'alun, ou que les pyrites sont tellement compactes, que leur décomposition spontanée est excessivement lente.

Le proto-sulfate de fer est employé en teinture pour faire les noirs, les gris, et pour dissoudre l'indigo dans la fabrication du bleu de Prusse, pour faire le colcotar ; c'est avec le proto-sulfate de fer que l'on précipite l'hydrochlorate d'or, pour obtenir ce métal très-divisé et propre à la dorure sur porcelaine (2).

---

(1) On pourrait faire chauffer immédiatement le mélange dans une chaudière de plomb placée sur un foyer ; mais indépendamment d'une plus grande dépense de combustible, on aurait encore le désavantage de risquer de faire fondre la chaudière, ou par un coup de feu trop violent, ou par les dépôts terreux qui se font toujours.

(2) Le proto-sulfate de fer, calciné avec un poids égal de sel marin, pulvérisé et agité dans l'eau, laisse précipiter une poudre micacée d'un brun-violet, très-bonne pour repasser les rasoirs : cette poudre n'a point été analysée.

894. Le deuto-sulfate de fer s'obtient directement, en traitant le deutoxide par l'acide sulfurique. Ce sel a été peu étudié. Il paraît que le proto-sulfate se transforme facilement en deuto-sulfate par son exposition à l'air; mais ce dernier passe en très-peu de temps à l'état de trito-sulfate. Plusieurs chimistes regardent le deuto-sulfate comme un mélange de proto et de trito-sulfate, parce qu'en précipitant la dissolution de deutoxide dans l'acide sulfurique par un alcali, on obtient successivement des précipités de tritoxide et de protoxide.

895. Le trito-sulfate de fer est jaune-orangé; lorsqu'il est soluble, il est avec excès d'acide; lorsqu'il ne se dissout pas dans l'eau, il est à l'état de sous-sel. Ce sel, en dissolution, est décomposé par l'acide hydro-sulfurique; il se forme de l'eau, un dépôt de soufre et un proto-sulfate. On l'obtient directement.

896. *Sulfates d'Étain.* Il paraît que les deux oxides d'étain peuvent se combiner avec l'acide sulfurique. On obtient le proto-sulfate en versant de l'acide sulfurique concentré dans une dissolution également concentrée d'hydrochlorate de protoxide; il se forme un précipité floconneux soluble dans l'eau, qui cristallise en prismes par une évaporation spontanée. On peut obtenir le deuto-sulfate, 1° en traitant à chaud le proto-sulfate par l'acide sulfurique; 2° en traitant le métal par l'acide sulfurique. Le deuto-sulfate d'étain est insoluble dans l'eau, mais celui qu'on obtient par le premier procédé est très-soluble dans un excès d'acide, tandis que celui obtenu par le second l'est très-peu. On ne sait à quoi tient cette différence.

897. *Sulfate de Cadmium.* Le sulfate de cadmium est incolore, très-soluble dans l'eau; il cristallise en prismes droits rectangulaires: ces cristaux renferment 34,26 pour 100 d'eau de cristallisation; ils sont efflorescens, éprouvent la fusion aqueuse, et se décomposent, à une température très-élevée, en se transformant en sous-sulfates. Ce sel s'obtient directement en traitant l'oxide de cadmium ou son carbonate par l'acide sulfurique.

898. *Sulfates des métaux acidifiables.* Ces sulfates n'existent pas, ou sont inconnus.

899. *Sulfate d'Antimoine.* Ce sel est peu connu; on sait seulement que l'antimoine décompose l'acide sulfurique à l'aide de la chaleur, et qu'il en résulte un dégagement d'acide sulfureux et un précipité blanc, que l'eau divise en sulfate très-acide soluble et en sous-sulfate insoluble.

900. *Sulfate de Bismuth.* Ce sel n'est pas plus connu que le précédent; il

se forme dans les mêmes circonstances, et jouit des mêmes propriétés que ceux d'antimoine.

901. *Sulfates d'Urane.* Le proto-sulfate n'est pas connu. Le deuto-sulfate est jaune-serin, toujours avec excès d'acide; il est très-soluble; cristallise, mais difficilement; on l'obtient directement.

902. *Sulfates de Cérium.* Le proto-sulfate est blanc, sucré, très-soluble; cristallise facilement; s'obtient directement. Le deuto-sulfate est insoluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'acide. Cette dissolution est jaune-orangé; elle donne de petits cristaux de même couleur.

903. *Sulfate de Cobalt.* Le protoxide de cobalt seul se combine avec l'acide sulfurique; cet acide décompose le deutoxide en oxigène et en protoxide. Le proto-sulfate de cobalt est rose, soluble; il cristallise facilement en prismes rhomboïdaux; il forme un sel double avec l'ammoniaque. Ce sel s'obtient directement en traitant un quelconque des oxides de cobalt par l'acide sulfurique.

904. *Sulfate de Titane.* Ce sel est peu connu; on sait seulement qu'on peut l'obtenir en traitant, par l'acide sulfurique, l'oxide de titane qui a été calciné avec la potasse pour en détruire la cohésion; la dissolution se prend, par la concentration, en une gelée blanche.

905. *Sulfates de Cuivre.* Des deux oxides de cuivre, il n'en est qu'un seul, le deutoxide, qui se combine avec l'acide sulfurique; car cet acide décompose le protoxide en deutoxide et en cuivre.

Le deuto-sulfate de cuivre (vitriol bleu) est bleu, styptique, soluble dans 4 parties d'eau à 15° et dans 2 fois moins d'eau bouillante; il cristallise en prismes très-inclinés renfermant 0,36 d'eau de cristallisation. Ces cristaux sont légèrement efflorescens; ils éprouvent la fusion aqueuse. Les dissolutions de deuto-sulfate de cuivre sont précipitées par les alcalis fixes, mais l'ammoniaque forme avec lui un sel double soluble, d'un bleu foncé très-brillant. La dissolution de ce sel double était connue autrefois sous le nom d'*Eau Céleste*.

Le sulfate de cuivre n'existe dans la nature que très-rarement; on ne le trouve que dans les galeries des mines de sulfure de cuivre, où il se forme par la décomposition de ces sulfures.

On obtient le sulfate de cuivre par deux procédés différens: le premier consiste à calciner dans un fourneau à réverbère (*fig.* 85, 86, 87, 88) les pyrites de cuivre naturelles; à l'aide d'une chaleur modérée, le sulfure

se transforme en sulfate par la combustion du métal et du soufre; lorsque la calcination est suffisamment avancée, on lessive et on reporte les résidus au fourneau. Le second procédé consiste à calciner dans un semblable fourneau de vieux cuivres soupoudrés de soufre ; on forme ainsi un sulfure artificiel qui se comporte comme les sulfures naturels ; on opère comme avec ces derniers, seulement au lieu de laver après la calcination avec des eaux pures, on lave avec des eaux chargées d'une petite quantité d'acide sulfurique : par ce moyen, on dissout non-seulement le sulfate qui s'est formé, mais encore l'oxide, dont il se produit toujours une grande quantité, parce qu'il y a toujours beaucoup de cuivre qui n'est pas couvert par le soufre. Ce dernier procédé est principalement employé en France. On pourrait aussi extraire le sulfate de cuivre des eaux qui le tiennent en dissolution, ou en traitant le sous-carbonate naturel par l'acide sulfurique.

Le sulfate de cuivre est employé dans les arts pour faire les cendres bleues, le vert de Schéele (arsenite de cuivre). On l'emploie aussi, mais rarement, en médecine.

906. *Sulfate de Tellure.* Ce sel est blanc, incolore, soluble dans l'eau et décomposable par la chaleur. Il est sans usage, n'existe point dans la nature; on le prépare directement.

907. *Sulfate de Nickel.* Ce sel est d'un vert d'émeraude, sucré, puis astringent; il est soluble dans l'eau ; cristallise en prismes obliques. Ces cristaux sont efflorescens, contiennent 0,45 d'eau de cristallisation ; ils éprouvent la fusion aqueuse, et sont décomposables par la chaleur. Le sulfate de nickel s'obtient en traitant l'oxide de nickel ou son carbonate par l'acide sulfurique étendu d'eau.

908. *Sulfate de Plomb.* Des trois oxides de plomb, le protoxide seul jouit de la propriété de se combiner avec l'acide sulfurique. Le sulfate de protoxide de plomb est blanc, insoluble dans l'eau, légèrement soluble dans de l'eau chargée d'acide sulfurique, et beaucoup plus soluble dans l'acide hydrochlorique; il est fusible, et se volatilise à la chaleur rouge. Ce sel s'obtient directement, ou bien en versant de l'acide sulfurique, ou un sulfate alcalin, dans une dissolution d'un sel soluble de plomb. Ce sel est réductible par le charbon à l'état de sulfure, d'oxide, ou à l'état métallique, suivant qu'il est calciné avec 2, 3, ou 5 fois son poids

de ce combustible. (*Voyez* Annales de Chimie, tom. 18). On forme une grande quantité de ce sulfate dans les fabriques de toile peinte, en décomposant l'alun par l'acétate de plomb, pour obtenir l'acétate d'alumine.

909. *Sulfates de Mercure.* Les deux oxides de mercure se combinent avec l'acide sulfurique et forment deux sulfates, que nous allons successivement examiner.

Le proto-sulfate s'obtient en versant de l'acide sulfurique ou un sulfate alcalin dans une dissolution de proto-nitrate de mercure. Ce sel est blanc, insoluble dans l'eau.

Le deuto-sulfate peut s'obtenir en versant de l'acide sulfurique ou du sulfate de soude ou de potasse dans une dissolution de deuto-nitrate; il est blanc, insoluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'acide. Soumis à l'action de la chaleur dans une cornue, il se décompose en oxigène, acide sulfureux, mercure et proto-sulfate qui se sublime. Lorsqu'on traite à chaud le mercure par un excès d'acide sulfurique, il se dégage du gaz acide sulfureux, et le mercure passe à l'état de sulfate; lorsqu'ensuite on traite le sulfate par l'eau, il se forme un sous-sel jaune insoluble qui se précipite, et un sel acide qui reste en dissolution; le sous-sel, à cause de sa couleur, était désigné sous le nom de *Turbith Minéral.*

910. *Sulfate d'Osmium.* Inconnu.

911. *Sulfate d'Argent.* Le sulfate d'argent est blanc, peu soluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'acide sulfurique ou nitrique; il est alors susceptible de cristalliser; il est très-soluble dans l'ammoniaque. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose en oxigène, acide sulfureux et argent; on l'obtient directement, ou bien en versant de l'acide sulfurique ou un sulfate de soude ou de potasse dans une dissolution de nitrate d'argent.

912. *Sulfates de Rhodium, de Palladium et d'Irridium.* Inconnus.

913. *Sulfates de Platine.* Le deutoxide de platine seul se combine avec l'acide sulfurique; il forme un sulfate soluble, jaune-orangé, acide, qui cristallise difficilement, et qui se décompose à une chaleur inférieure à celle du rouge-cerise.

Le sulfate de platine s'obtient directement, en traitant l'oxide de platine par l'acide sulfurique, ou en faisant chauffer un mélange d'hydrochlorate de platine en dissolution et de sulfate d'argent; il se forme un sulfate de platine soluble et un chlorure d'argent insoluble; on sépare ce dernier par un filtre, et on fait évaporer la dissolution.

914. *Sulfate d'Or.* L'acide sulfurique concentré dissout le deutoxide d'or et forme un sulfate très-acide, facilement décomposable par la chaleur (1) et par l'eau; cette dernière paraît n'agir que par la chaleur qui se développe dans sa combinaison avec l'acide sulfurique.

915. *Sulfate d'Ammoniaque.* Ce sel est blanc, amer, piquant; il est soluble à la température ordinaire dans deux fois son poids d'eau, et dans un poids égal d'eau bouillante; il cristallise en prismes à 6 pans. Soumis à l'action du feu, il abandonne d'abord une partie d'ammoniaque à une température inférieure à 100°, et à la chaleur rouge, il se décompose en eau, azote et sulfite acide d'ammoniaque qui se volatilise. Il paraît que le sulfate d'ammoniaque n'existe pas dans la nature, du moins on ne le trouve qu'en très-petite quantité, combiné avec le sous-sulfate d'alumine; on en fabrique beaucoup pour faire l'alun, en traitant le sous-carbonate d'ammoniaque qui provient de la distillation des matières animales, par le sulfate de chaux. Nous reviendrons sur cette fabrication en parlant de l'hydrochlorate d'ammoniaque.

§ II.

Des Sulfites.

916. *Propriétés générales.* Les sulfites du 2e ordre et celui de magnésie, soumis à l'action de la chaleur, laissent dégager du soufre, et se transforment en sulfates; tous les autres laissent dégager du soufre, de l'acide sulfureux, et laissent pour résidu le métal ou l'oxide. Cette loi est une conséquence nécessaire de ce que tous les sulfates, excepté ceux que nous avons énoncés d'abord, sont décomposables par la chaleur.

(1) L'or est précipité à l'état métallique.

Mis en contact avec l'air, ils passent toujours à l'état de sulfate; ceux qui sont en dissolution y passent rapidement; les autres exigent un temps plus ou moins long. Dans cette transformation, les sels ne changent pas d'état de saturation; les sulfites neutres forment des sulfates neutres; les sulfites acides, des sulfates acides, etc.

Les corps combustibles agissent sur les sulfites comme sur les sulfates. Trois sulfites seulement sont solubles dans l'eau : ce sont ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque; les autres sont plus ou moins solubles dans un excès d'acide. L'ordre d'affinité des bases pour l'acide sulfureux, par l'intermède de l'eau, est le suivant : Barite, Strontiane, Chaux, Potasse, Soude, Magnésie, Ammoniaque. Les sulfites des trois premiers étant insolubles, il en résulte que des dissolutions salines à bases de barite, de strontiane et de chaux, doivent précipiter l'acide sulfureux de tous les sulfites solubles.

917. Les acides sulfurique, hydrochlorique, phosphorique, phosphoreux et arsenique, liquides, décomposent tous les sulfites; l'acide sulfureux se dégage avec effervescence, et le nouvel acide prend sa place; l'acide nitrique décompose aussi tous les sulfites, mais en se décomposant lui-même : il se forme du deutoxide d'azote et un sulfate. Le chlore, par l'intermède de l'eau, forme avec tous les sulfites, des sulfates et de l'acide hydrochlorique.

918. Les sulfites insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions; les autres, en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers leurs bases ou leurs sous-carbonates en dissolution dans l'eau. On emploie pour cet effet un appareil de Woulf (*fig.* 16); on met dans le ballon de l'acide sulfurique avec du charbon pulvérisé, ou de la sciure de bois, ou de la paille hachée; dans le premier flacon, de l'eau pour dissoudre l'acide sulfurique, que l'acide sulfureux pourrait entraîner avec lui; dans les flacons suivans, on met l'oxide dissous dans le moins d'eau possible : par l'action d'une douce chaleur, il se dégage du ballon de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique; ce dernier est complètement chassé par le premier, et le sulfite ne tarde pas à cristalliser. Lorsque l'acide sulfureux commence à arriver dans l'éprouvette

qui termine l'appareil, l'opération est terminée : on dissout dans l'eau les sulfites obtenus, et comme ils sont toujours avec un grand excès d'acide, on les sature. On peut avec un même appareil préparer en même temps les sulfites de soude, de potasse et d'ammoniaque ; on place la dissolution de sous-carbonate de potasse dans le second flacon, celle de soude dans le troisième, et celle d'ammoniaque dans le dernier; cette disposition est nécessaire, attendu que les gaz qui traversent la dissolution d'ammoniaque entraînent toujours avec eux une certaine quantité de ces corps. On pourrait préparer la plupart des sulfites insolubles en faisant passer un courant d'acide sulfureux dans de l'eau, tenant leurs bases en suspension.

On ne peut pas obtenir les sulfites par l'action du métal sur l'acide ; car le métal, en décomposant l'acide, forme un hypo-sulfite.

919. Un sulfite neutre se transformant en sulfate neutre par l'absorption de l'oxigène, il en résulte nécessairement que dans les sulfites neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide, comme 1 est à 2, et à la quantité d'acide, comme 1 est à 4,011.

920. *Sulfite de Chaux.* Ce sel est blanc, complètement insoluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'acide. On l'obtient, comme nous avons dit, par la voie des doubles décompositions, ou en faisant passer un courant d'acide dans de l'eau tenant de la chaux en suspension. Ce sel n'existe pas dans la nature ; on l'emploie pour muter les moûts de raisins, afin de s'opposer à leur fermentation. (Nous indiquerons plus tard de quelle manière il agit). On le forme alors en mettant de l'eau de chaux dans des tonneaux vides, y introduisant des mèches soufrées enflammées, et agitant pour faciliter l'absorption de l'acide sulfureux.

921. *Sulfite de Potasse.* Ce sel est blanc, piquant, soluble à peu près dans son poids d'eau à 15° et dans beaucoup moins d'eau bouillante ; dissout dans l'eau et exposé à l'air, il se transforme promptement en sulfate. Nous avons indiqué la manière de le préparer. Il est sans usage.

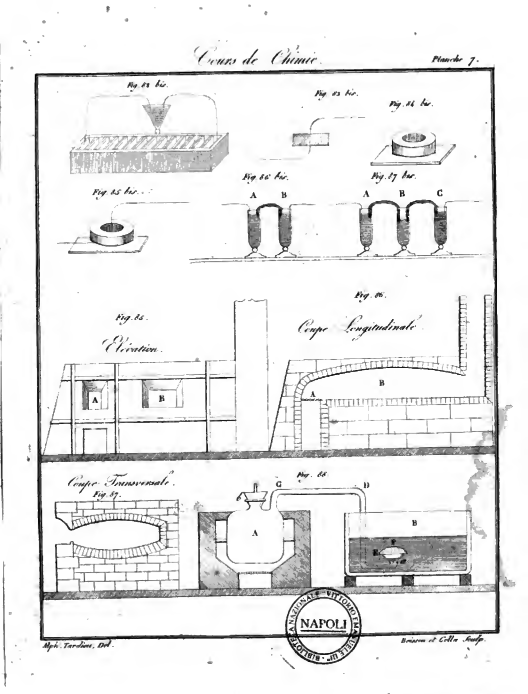
922. *Sulfite de Soude.* Ce sel est blanc, piquant, soluble dans 4 fois son poids d'eau à 15° et dans une quantité d'eau bouillante moindre que son poids ; il cristallise en prismes à 4 ou à 6 pans ; ces cristaux sont efflorescens. Il est également sans usage.

923. *Sulfite d'Ammoniaque*. Ce sel est incolore, d'une saveur fraîche et piquante; il est soluble dans une fois son poids d'eau froide et dans beaucoup moins d'eau bouillante; il cristallise en prismes à 6 pans; la dissolution de ce sel passe très-promptement à l'état de sulfate par le contact de l'air; c'est même de tous les sulfites, celui qui éprouve le plus rapidement cette transformation: chauffé dans une cornue, il laisse dégager une petite quantité d'eau et d'ammoniaque, et passe à l'état de sulfite acide, qui se sublime. Ce sel s'obtient directement; il est composé d'un volume d'acide sulfureux et d'un volume d'ammoniaque, ou en poids de 65,15 d'acide, et de 34,85 d'ammoniaque.

§ III.

Des Hypo-Sulfites (Sulfites sulfurés).

924. On ne connaît qu'un petit nombre d'hypo-sulfites, ce sont principalement ceux du 2e ordre et ceux de zinc, de fer et de magnésie. Les hypo-sulfites sont tous susceptibles de cristalliser; ils sont beaucoup plus stables que les sulfites; ils passent très-lentement à l'état de sulfate par leur exposition à l'air: soumis à l'action de la chaleur, tous se décomposent; s'ils appartiennent au 2e ordre, ou s'ils sont à base de magnésie, ils se transforment en soufre et en sous-sulfate; si les hypo-sulfites ne sont point à bases alcalines, il se dégage de l'acide sulfureux, et il se forme le produit qui résulte de la réaction du soufre et de l'oxide métallique; à cette température il ne se forme point de sulfate, car il se décomposerait. Les acides sulfurique, hydrochlorique, phosphorique, arsenique, en dissolution, décomposent tous les hypo-sulfites: il se dégage de l'acide sulfureux; il se forme un précipité de soufre et un nouveau sel résultant de l'action de l'acide et de la base de l'hypo-sulfite. L'acide hypo-sulfureux n'est pas mis à nu, car nous avons vu que cet acide ne peut pas exister libre, et qu'il se décompose toutes les fois qu'il est séparé de l'oxide avec lequel il était combiné.



Alph. Tardieu, Del. Boisson et Cella Sculp.

925. Les hypo-sulfites peuvent s'obtenir de quatre manières différentes: 1° Lorsqu'un oxide sulfuré peut décomposer l'eau, il se forme toujours un hypo-sulfite et un hydro-sulfate sulfuré, et si un d'eux est insoluble, on pourra facilement les séparer; 2° en faisant bouillir un sulfite neutre avec un excès de fleur de soufre; 3° en traitant le métal par l'acide sulfureux: une partie de l'acide est décomposé, son oxigène oxide le métal, et le soufre mis à nu, en se combinant avec l'oxide et l'acide non décomposé, forme l'hypo-sulfite; on se procure de cette manière les hypo-sulfites de zinc et de fer; 4° tous ceux qui sont insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions.

926. Les sulfites neutres, d'après les observations de M. Gay-Lussac, en se transformant en hypo-sulfites, laissent dégager la moitié de leur acide sulfureux et dissolvent une quantité de soufre égale à celle qui était renfermée dans l'acide dégagé; par conséquent, les hypo-sulfites sont des sulfites qui ont perdu la moitié de leur oxigène. Ils sont donc composés de telle manière que la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 1, et à la quantité d'acide comme 1 est à 3.

Ces sels sont sans usage, et aucun n'existe dans la nature.

§ IV.

Des Hypo-Sulfates.

927. Les hypo-sulfates soumis à l'action de la chaleur se décomposent, à une température peu élevée, en acide sulfureux et en sulfates neutres. Tous ceux qu'on a observés sont solubles dans l'eau; celui de manganèse est déliquescent et incristallisable; tous les autres cristallisent facilement. Les hypo-sulfates absorbent très-lentement l'oxigène de l'air. L'acide sulfurique décompose tous les hypo-sulfates; étendu d'eau et froid, il met l'acide en liberté sans l'altérer; chaud ou concentré, l'acide hypo-sulfurique est décomposé en acide sulfureux et sulfurique.

928. L'hypo-sulfate de manganèse s'obtient en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers de l'eau tenant du peroxide de manganèse en suspension. Il se forme en même temps du sulfate et de l'hypo-sulfate de manganèse; comme ce dernier est déliquescent, on peut le séparer du premier par la cristallisation. Les hypo-

sulfates de barite, de strontiane et de chaux s'obtiennent en versant ces bases dans le mélange de sulfate et d'hypo-sulfate de manganèse ; il se forme des sulfates insolubles, et les hypo-sulfates restent en dissolution : tous les autres s'obtiennent directement.

Les hypo-sulfates neutres, décomposés par l'action de la chaleur, donnent une quantité d'acide sulfurique égale au $\frac{5}{9}$ de l'acide de l'hypo-sulfate, et une quantité d'acide sulfureux égale au $\frac{4}{9}$ du même acide ; par conséquent, dans les hypo-sulfates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d acide comme 1 est à 9.

Aucun hypo-sulfate n'existe dans la nature ; aucun n'est employé dans les arts.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE V.

Sels dont l'Acide oxigéné est à base de Soufre.

Sulfates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

La chaleur seule décompose tous les sulfates, excepté ceux du 2me ordre et celui de magnésie; le phosphore, le bore, le carbone et l'hydrogène, les décomposent tous. Les sulfates insolubles sont principalement ceux de barite, d'étain, d'antimoine, de bismuth, de plomb et de mercure. Les sulfates s'obtiennent: 1° en traitant les oxides ou les carbonates par l'acide sulfurique, 2° en traitant le métal par l'acide, 3° par la voie des doubles décompositions. Dans les sulfates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide :: 1 : 3 et à la quantité d'acide :: 1 : 5.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES PRINCIPAUX SULFATES.

Sulfate d'Alumine. Blanc, déliquescent; cristallise en houpe; s'obtient directement; n'existe point dans la nature. Employé dans la fabrication de l'alun.

Sulfate de Magnésie, Sel d'Epsum. Blanc, cristallise en prismes; existe dans certaines eaux salées; s'obtient par la concentration des eaux qui le renferment ou en traitant les schistes alumineux par l'acide sulfurique. Employé en médecine.

Sulfate de Barite, Spath pesant. Blanc, insoluble; très-répandu dans la nature. Employé comme fondant dans les fonderies de cuivre.

Sulfate de Chaux, Gypse, Plâtre. Blanc, soluble dans 300 fois son poids d'eau, renferme 0,21 d'eau de cristallisation qu'il abandonne par la calcination. Il existe dans la nature hydraté et anhydre. Le sulfate de chaux anhydre artificiel, broyé avec de l'eau, en absorbe une partie et se solidifie; le sulfate anhydre naturel ne jouit pas de cette propriété. Le plâtre est employé dans les constructions intérieures et pour amender les prairies.

Sulfate neutre de Potasse, Sel de Duobus. Blanc, très-soluble; cristallise en prismes sans eau de cristallisation; existe dans les cendres des végétaux.

Sulfate acide de Potasse. Blanc, moins soluble que le précédent; n'existe pas dans la nature; constitue les résidus des fabriques d'acide sulfurique. Employé dans la fabrication de l'alun.

Sulfate double d'Alumine et de Potasse ou d'Ammoniaque, Alun. Blanc, très-soluble; cristallise en octaedres renfermant 0,45 d'eau, qu'il abandonne par la calcination; existe dans les eaux qui circulent sur les terrains volcaniques, et combiné avec la silice et l'oxide de fer; s'obtient 1° en lessivant les efflorescences salines qui se forment sur le sol de certains terrains volcaniques; 2° en traitant successivement par la chaleur et l'eau les roches qui renferment les élémens de l'alun; 3° en brûlant lentement à l'air les schistes argileux; 4° directement en combinant le sulfate d'alumine avec le sulfate de potasse. Employé principalement en teinture comme mordant.

Sulfate de Soude, Sel de Glauber. Incolore, amer, très-soluble; cristallise en prismes renfermant 0,56 d'eau; existe en dissolution dans plusieurs sources salées; s'obtient en même temps que le sel marin,

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES PRINCIPAUX SULFATES.

en concentrant ces eaux ; se prépare en grandes masses en traitant le sel marin par l'acide sulfurique. Employé en médecine, dans la fabrication de la soude artificielle et dans les verreries.

Sulfate de Zinc, Vitriol blanc. Incolore, très-soluble ; cristallise en prismes renfermant 0,36 d'eau ; n'existe pas dans la nature ; s'obtient, 1° en lessivant le sulfure de zinc calciné, 2° en traitant le métal par l'acide sulfurique. Peu employé.

Sulfate de Protoxide de Fer, Couperose, Vitriol vert. Vert, très-soluble ; cristallise en prismes renfermant 0,45 d'eau ; ces cristaux s'effleurissent à l'air et se couvrent de taches de rouille. Distillé il donne pour produit du tritoxide, de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique anhydre ; s'obtient, 1° en lessivant les sulfures de fer long-temps exposés à l'air, 2° en traitant le fer par l'acide sulfurique. Employé en teinture.

Le Deuto-sulfate de fer s'obtient directement ; peu examiné. Le proto-sulfate passe toujours, du moins en partie, à l'état de deuto-sulfate lorsqu'il est exposé à l'air. Le trito-sulfate est rouge toujours avec excès d'acide ; il s'obtient directement.

Sulfate de Protoxide de Cuivre, Vitriol bleu. Bleu, très-soluble ; cristallise en prismes renfermant 0,36 d'eau ; forme avec l'ammoniaque un sel double d'un beau bleu ; s'obtient en lessivant les sulfures de cuivre naturels ou artificiels calcinés dans un four à réverbère. Les autres oxides de cuivre ne forment point de sulfates.

Sulfate de Protoxide de Plomb. Blanc, insoluble, fusible et volatil ; s'obtient directement ou par une double décomposition. Les autres oxides de plomb ne forment point de sulfates.

Sulfates de Mercure. Le proto-sulfate est blanc, insoluble ; s'obtient en versant un sulfate alcalin dans une dissolution de proto-nitrate. Le deuto-sulfate est également blanc et insoluble, et peut s'obtenir par un procédé analogue, ou en traitant le métal par l'acide ; il se forme un sulfate acide soluble dont l'eau précipite un sous-sulfate jaune.

Sulfate d'Ammoniaque. Blanc, amer ; il est décomposable par la chaleur ; n'existe pas dans la nature ; se prépare au moyen des produits de la distillation des matières animales. Employé dans la fabrication de l'alun.

Des Sulfites.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Les Sulfites de 2me ordre et celui de magnésie, soumis à l'action de la chaleur, laissent dégager du soufre et se transforment en sulfates ; tous les autres laissent pour résidu le métal ou l'oxide. En contact avec l'air, tous les sulfites passent à l'état de sulfates. Trois sulfites sont solubles dans l'eau, ce sont ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque. Les acides puissans décomposent tous les sulfites, l'acide nitrique les transforme en sulfates, et tous les autres dégagent l'acide sulfureux. Le chlore transforme les sulfites en sulfates par la décomposition de l'eau. Les sulfites insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, les autres en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers les bases en dissolution ou en suspension dans l'eau.

Aucun n'existe dans la nature, aucun n'est employé dans les arts. Dans les sulfites, la quantité d'oxigène de l'oxide : la quantité d'oxigène de l'acide : : 1 : 2 et à la quantité d'acide : : 1 : 4,011.

Des Hypo-sulfites. — (Sulfites sulfurés.)

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Les hypo-sulfites sont plus stables que les sulfites ; ils se décomposent cependant dans les mêmes circonstances que ces derniers : il se forme les mêmes produits, plus une certaine quantité de soufre ; car l'acide hypo-sulfurique ne peut jameis exister libre On obtient les hypo-sulfites par quatre procédés : 1° en treitent les sulfures alcalins par l'eau, il se forme un hypo-sulfite sulfuré et un hydro-sulfate sulfuré ; lorsque le sulfure est à bese de barite, on sépare facilement les deux sels, parce que le dernier est insoluble ; 2° en faisant bouillir le sulfite evec du soufre ; 3° en traitent le métal par l'acide sulfureux ; 4° par le méthode des doubles décompositions.

Dens les hypo-sulfites la quantité d'oxigène de l'oxide : celle de l'acide :: 1 : 1, et à la quantité d'acide :: 1 : 3.

Ces sels sont sans usage, et n'existent pas dans la nature.

Des Hypo-sulfates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Ces sels sont tous solubles ; ils se décomposent tous, à une température peu élevée, en ecide sulfureux et en sulfates neutres ; l'acide sulfurique froid et faible décompose tous les hypo-sulfates, en mettant l'acide en liberté.

L'hypo-sulfate de manganèse s'obtient en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers de l'eau tenent en suspension du peroxide de manganèse ; il se forme en même temps un sulfate et un hypo-sulfate que l'on sépare par la cristallisation. Ceux de barite, de strontiane et de chaux s'obtiennent en versant ces beses dans le mélange de sulfate et d'hypo-sulfate de manganèse ; tous les autres s'obtiennent directement. Ces sels sont sans usage ; aucun n'existe dans la nature.

Dens les hypo-sulfates la quantité d'oxigène de l'oxide : la quantité d'acide :: 5 : 9.

CHAPITRE VI.

Sels dont l'acide oxigéné est à base d'Iode. — Des Iodates.

929. *Propriétés générales.* Les iodates sont tous décomposés par le feu au rouge naissant ; les produits de cette décomposition sont : pour l'acide, de l'oxigène et de l'iode ; et pour la base du sel, les corps qui peuvent résulter de son action sur ces deux élémens. Tous les iodates sont facilement décomposés par la plupart des combustibles, surtout à l'aide de la chaleur. Les acides combustibles, tels que les acides sulfureux, hydro-sulfurique, hydro-chlorique, décomposent à froid les iodates, en s'emparant de l'oxigène de l'acide. Les acides non combustibles n'agissent que par leur affinité sur la base de l'iodate. Les iodates sont tous insolubles, excepté ceux de soude et de potasse ; aucun d'eux n'est soluble dans l'alcool à 36°. Aucun iodate n'existe dans la nature. On les obtient 1°. en traitant les oxides par l'acide ; 2° par la voie des doubles décompositions ; 3° en traitant les oxides par l'eau et l'iode (ce dernier procédé n'est applicable qu'aux iodates alcalins). Dans les iodates la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 : 5, et à la quantité d'acide comme 1 : 20,61.

930. *Iodate de Potasse.* Ce sel est blanc, peu soluble ; projeté sur des charbons incandescens, il en augmente la combustion comme le salpêtre. Il exige à la température ordinaire 13 fois ⅓ son poids d'eau pour se dissoudre ; mêlé au soufre, il forme une poudre qui détonne faiblement par la percussion. On l'obtient par le dernier procédé ; l'eau est décomposée et il se forme en même temps un iodate et un hydriodate très-soluble. Pour les séparer, on évapore à siccité, on enlève l'hydriodate par l'alcool, ensuite on sature l'excès d'alcali par l'acide acétique, et on enlève encore l'acétate de potasse par l'alcool. Ce sel est sans usage.

931. *Iodate de Soude.* Ce sel jouit des mêmes propriétés que celui de potasse, et s'obtient par les mêmes procédés.

932. Les autres iodates s'obtiennent tous par la voie des doubles décompositions ; l'iodate de potasse ne forme point de précipité dans les dissolutions de mercure peroxidé et de manganèse. Il n'existe point d'iodates iodurés, car les dissolutions d'iodates alcalins ne dissolvent pas plus d'iode que l'eau pure.

CHAPITRE VII.

Sels dont l'acide oxigéné est à base de Sélénium. — Des Séléniates.

933. Les séléniates peuvent être neutres, acidules ou acides. Tous les séléniates acides ou acidules sont solubles dans l'eau ; tous ceux qui sont neutres sont insolubles,

ou du moins très-peu solubles, excepté ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque. La chaleur seule ne décompose point les séléniates; le carbone les décompose tous à la chaleur rouge; il en résulte de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone, et avec les séléniates du 1er ordre, du sélénium et l'oxide; avec ceux du 2me ordre, un peu de sélénium et un séléniure alcalin; enfin, avec les autres, un séléniure métallique. Il est probable que l'hydrogène, le bore, le phosphore, le soufre et un grand nombre de métaux décomposeraient aussi les séléniates. Les acides sulfurique, phosphorique, arsénique et borique séparent, à l'aide de la chaleur, l'acide sélénique de ces combinaisons; mais ce dernier déplace, par la distillation, les acides nitrique et hydro-chlorique de la plupart de leurs combinaisons. Les séléniates s'obtiennent directement ou par la voie des doubles décompositions. Dans les séléniates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 : 2, et à la quantité d'acide comme 1 : 6,959; les séléniates acidules contiennent 2 fois plus d'acide, et les séléniates acides 4 fois plus.

934. Le séléniate de potasse jouit de la propriété remarquable d'être décomposé par l'hydro-chlorate d'ammoniaque à l'aide de la chaleur, de manière à mettre le sélénium à nu. C'est sur l'action de ces deux sels que repose le procédé employé par M. Berzélius pour extraire le sélénium. Nous avons dit que cette substance était renfermée dans un résidu rouge, qui se déposait contre les parois des chambres dans lesquelles on faisait de l'acide sulfurique avec le soufre provenant de la distillation des sulfures de Falhun. Ces résidus sont composés de soufre, de sélénium, de mercure, d'étain, de plomb, de fer, de cuivre, de zinc et d'arsenic; on verse sur cette matière assez d'acide hydro-chloro-nitrique pour former une pâte molle, que l'on laisse agir à une température modérée pendant 48 heures; après on ajoute de l'eau et on filtre: le résidu insoluble est composé de soufre et de sulfate de plomb, et la liqueur tient en dissolution de l'acide sélénique, de l'acide sulfurique, de l'acide arsénique et des oxides de mercure, d'étain, de fer, de cuivre et de zinc; en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré, on précipite le sélénium, le mercure, l'étain et le cuivre à l'état de sulfures: le zinc et le fer et une partie de l'arsenic restent en dissolution. Alors on traite de nouveau le précipité par l'eau régale; il se forme des acides sulfurique, arsénique et sélénique qui dissolvent les oxides; on précipite par la potasse, et il ne reste en dissolution que des séléniate, sulfate et arséniate de potasse; on évapore à siccité et on fait chauffer dans une cornue de verre avec de l'hydro-chlurate d'ammoniaque: le sélénium est mis en liberté, et on le sépare par l'eau des substances étrangères avec lesquelles il est mêlé.

CHAPITRE VIII.

Sels dont l'acide oxigéné est à base de Bore. — Des Borates.

935. Il existe des borates neutres, des sous-borates, et des borates avec double excès de base : ces deux dernières variétés étant très-peu connues, nous ne parlerons ici que des sous-borates.

936. *Propriétés générales des Sous-Borates.* Tous les sous-borates sont indécomposables par la chaleur, excepté ceux qui appartiennent aux deux derniers ordres, parce que les oxides de ces ordres sont réductibles par la chaleur ; tous les autres sous-borates se fondent et se vitrifient à une température plus ou moins élevée. L'acide borique n'étant décomposable que par le charbon, ce combustible seul peut décomposer les borates en attaquant l'acide ; mais il est probable que tous les borates sont décomposables par les combustibles qui peuvent agir sur leurs bases. Tous les sous-borates, à l'exception de ceux de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque, sont insolubles. L'ordre d'affinité des bases salifiables pour l'acide borique par l'intermède de l'eau, est le suivant : barite, strontiane, chaux, potasse, soude, lithine, ammoniaque et magnésie. Aucun acide ne déplace l'acide borique à une haute température, parce que de tous ceux qui sont indécomposables par la chaleur, l'acide borique est le plus fixe ; mais par l'intermède de l'eau et à la chaleur de l'ébullition, les sous-borates sont décomposés par tous les acides, excepté les acides carbonique, chlorique, iodique, tungstique, molybdique et colombique. On ne trouve dans la nature que deux sous-borates, savoir, ceux de soude et de magnésie : le premier existe dans les eaux de plusieurs lacs du Thibet, uni à une matière grasse ; le dernier se rencontre dans le Holstein en cristaux cubiques de trois à quatre millimètres de côtes, engagés dans une gangue de sulfate de chaux compacte ; ces cristaux ont les angles et les arêtes remplacés par des facettes (1). Les sous-borates s'obtiennent direc-

(1) Les cristaux de magnésie boratée offrent une singularité remarquable. La forme primitive est un cube, et, d'après la loi de symétrie (qui existe dans toutes les autres espèces), les facettes qui se

tement, en combinant l'acide avec l'oxide, ou par la voie des doubles décompositions. Dans les sous-borates, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 2,696. Un seul sous-borate est employé dans les arts, c'est celui de soude.

937. *Sous-borate de Soude*, *Borax*. Ce sel jouit de toutes les propriétés alcalines; il est ordinairement critallisé en prismes exaèdres, terminés par une pyramide trièdre; il est soluble dans 2 fois ½ son poids d'eau bouillante et dans beaucoup plus d'eau froide; ses cristaux, qui renferment 0,46 d'eau de cristallisation, s'effleurissent à l'air. Ce sel éprouve la fusion aqueuse, se boursoufle considérablement, et à 300° il se fond de nouveau dans le calorique et se transforme en un verre limpide qui se ternit par le refroidissement. Le borax, à une température élevée, se combine avec tous les oxides métalliques, et forme des substances vitrées dont la couleur varie: il colore l'oxide de manganèse en violet, l'oxide de fer en vert bouteille, l'oxide de chrôme en vert émeraude, l'oxide de cobalt en bleu, l'oxide de cuivre en vert clair; les oxides blancs ne lui donnent qu'une teinte jaunâtre. Cette propriété du borax est souvent employée pour distinguer les oxides métalliques les uns des autres.

Le borax naturel, *Tinkal*, n'est point pur; il est coloré et sali par une matière grasse, et il est cristallisé confusément; on le purifie par le procédé suivant: on met le tinkal dans une cuve, on le recouvre de 8 à 10 centimètres d'eau, et on laisse macérer pendant 5 à 6 heures, en brassant le mélange de temps en temps; on ajoute alors ¼ pour 100 de chaux éteinte, on agite et on laisse encore agir pendant plusieurs heures: la chaux s'empare de la matière grasse qui recouvre les cristaux de borax brut, et forme un savon insoluble, pulvérulent, que l'on sépare des cristaux au moyen d'un tamis; les cristaux étant égouttés, on les fait dissoudre dans 2 fois ½ leur poids d'eau, à laquelle on ajoute 0,02 d'hydro-

---

trouvent sur deux angles opposés devraient être les mêmes et en même nombre; ce qui n'est pas. Cette anomalie est accompagnée d'une autre bien remarquable; c'est que ces cristaux, électriques par la chaleur, acquièrent des électricités différentes sur les parties où la loi de symétrie est en défaut. La tourmaline est la seule substance qui offre le même phénomène.

chlorate de chaux : la dissolution étant faite, on filtre, ensuite on fait concentrer les eaux claires jusqu'à ce qu'elles portent de 18 à 20° de l'aréomètre, et on fait cristalliser dans des caisses de bois doublées en plomb ayant la forme d'une pyramide quadrangulaire renversée : la cristallisation ne se fait d'une manière régulière et les cristaux ne sont volumineux qu'autant que le refroidissement de la liqueur a lieu très-lentement.

Depuis la découverte de l'acide borique dans les eaux de plusieurs lacs de la haute Italie, on fait le borax en combinant directement l'acide avec la soude.

Le borax est principalement employé pour former une substance vitreuse qui recouvre les poteries fines et dans la soudure des métaux ; dans ce dernier usage le borax agit en dissolvant les oxides qui pourrait se trouver sur les pièces métalliques que la soudure doit réunir, et empêche qu'il ne s'en forme de nouveaux ; condition indispensable, car les oxides s'opposeraient à ce que la soudure se combinât avec chacune des deux pièces. Le borax est aussi employé dans les laboratoires pour distinguer les oxides métalliques les uns des autres ; dans les analyses, pour faciliter la fusion des oxides irréductibles et de la silice ; pour extraire l'acide borique, etc.

938. *Borates neutres et Sous-Borates avec un double excès de base.* Ces sels n'ont point été étudiés, on sait seulement que les borates neutres contiennent deux fois autant d'acide que les sous-borates examinés précédemment, et que les sous-borates avec excès de base renferment deux fois plus de base que les sous-borates simples.

CHAPITRE IX.

Des Sels dont l'acide oxigéné est à base de Carbone. — Des Carbonates.

§ Ier.

Des Sous-Carbonates.

939. *Propriétés générales.* Tous les sous-carbonates soumis à l'action de la chaleur se décomposent à une température plus ou moins élevée,

excepté ceux à base de soude, de potasse, de barite et de lithine : les produits sont l'oxide ou le métal et de l'acide carbonique ; le sous-carbooate de protoxide de fer seul donne de l'oxide de carbone et un tritoxide de fer : cette anomalie provient probablement de la décomposition de l'eau que renferme ce sous-carbonate. Les sous-carbonates, indécomposables par l'action de la chaleur seule, se décomposent à une haute température par un courant de vapeurs d'eau : il se forme un hydrate, et l'acide se dégage (1). Les combustibles simples n'ont aucune action à froid sur les sous-carbonates ; à chaud ils agissent différemment suivant la température à laquelle le sous-carbonate est décomposable. Lorsqoe le sous-carbonate peut se décomposer à la chaleur rouge obscur, l'acide se dégage et le combustible se comporte avec l'oxide comme nous avons dit ; lorsque le sous-carbonate peut, sans se décomposer, supporter l'actioo de la chaleur rouge, (et tous ceux de la seconde section sont dans ce cas), certains corps, tels que le soufre, l'iode, le chlore, l'azote et le sélénium, n'agissent, comme dans le cas précédent, que sur l'oxide ; mais l'hydrogène, le carbone, le bore et le phosphore agissent sur l'acide carbonique, le transformeot en oxide de carbone, et on obtient en outre, avec l'hydrogène et les carbonates de barite, de potasse et de soude, des hydrates ; et avec la chaux et la strontiane, de l'eau et ces oxides ; avec le carbone et tous ces carbonates, les oxides purs ; enfin, avec le bore et le phosphore et l'un quelconque de ces carbonates, du carbone ou de l'oxide de carbooe, et un phosphate ou un borate. Le chlore humide décompose à froid tous les carbonates, l'acide carbonique se dégage, et, par la décomposition de l'eau, il se forme des chlorates et des hydro-chlorates. Les métaux alcalins s'emparent de l'oxigène de l'acide et de l'oxide de tous les sous-carbonates appartenant aux ordres suivans : les métaux du 3[me] ordre décomposent en partie l'acide des sous-carbonates alcalins et dégageot de l'oxide de carbone ; mais ils absorbent souvent l'oxigène de

(1) On peut facilement vérifier ce fait en plaçant le sous-carbonate dans une petite capsule de platine, que l'on introduit dans un tube de porcelaine que l'on fait rougir, et à travers lequel on fait passer un courant de vapeurs d'eau.

l'oxide et de l'acide des autres sous-carbonates ; quant aux autres métaux, ils agissent sur les sous-carbonates comme sur les oxides.

Quatre sous-carbonates seulement sont solubles dans l'eau, savoir : ceux de soude, de potasse, de lithine et d'ammoniaque ; ceux de chaux, de fer et de magnésie s'y dissolvent à l'aide d'un excès d'acide.

L'ordre d'affinité des bases pour l'acide carbonique par l'intermède de l'eau, est le suivant : chaux, strontiane, barite, lithine, potasse, soude, etc. Aussi la chaux versée dans une dissolution de soude ou de potasse, forme un précipité de carbonate de chaux. Sans eau, la potasse et la soude sont au premier rang.

Tous les acides, excepté l'acide hydro-sulfurique et l'acide hydro-sélénique, décomposent les sous-carbonates ; ils s'emparent de leur base et laissent dégager l'acide carbonique.

940. Les sous-carbonates naturels sont au nombre de 12, savoir : ceux de magnésie, de chaux, de barite, de strontiane, de soude, de potasse, de manganèse, de zinc, de fer, de plomb, de cuivre et d'ammoniaque.

941. Les sous-carbonates insolubles se préparent par la voie des doubles décompositions : tous les autres se trouvent dans la nature.

942. L'analyse des sous-carbonates ne présente aucune difficulté : la méthode la plus simple consiste à mettre dans une fiole à médecine, garnie d'un tube de sûreté droit et d'un tube recourbé qui s'engage sous une cloche graduée et pleine de mercure, un poids déterminé de sous-carbonate pulvérisé et d'eau, et à verser par le tube droit une quantité suffisante d'acide nitrique pour décomposer le carbonate ; l'acide dégagé passera dans la cloche, et lorsque la décomposition sera complète et que l'appareil sera revenu à la température ordinaire, on mesurera le volume du gaz renfermé dans la cloche, et en retranchant celui de l'acide introduit, on aura exactement le volume de l'acide carbonique que renfermait le carbonate décomposé, et au moyen de la densité connue de ce gaz et de la température, on en déduira exactement le poids par des expériences analogues. On a trouvé que dans tous les sous-carbonates, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 2, et à la quantité d'acide comme 1 est à 2,765.

943. *Sous-Carbonate de Magnésie.* Ce sel est blanc, insoluble; on peut l'obtenir en versant une dissolution de sous-carbonate de soude ou de potasse dans une dissolution de sulfate de magnésie. Il existe dans la nature, mais il y est très-rare à l'état de pureté; jusqu'ici on ne l'a trouvé ainsi qu'en Moravie: mais combiné avec de la silice, de l'eau, et de l'alumine ou de la chaux, il est assez répandu; telles sont les pierres connues sous les noms de *talc*, d'*asbeste*, etc.

944. *Sous-Carbonate de Chaux.* Ce sel, extrêmement répandu dans la nature, se présente sous un grand nombre de formes différentes, et se rencontre dans toutes les espèces de terrains, dans les plus anciens comme dans ceux qui sont de récente formation. On trouve le carbonate de chaux, 1° en cristaux réguliers dont les formes sont très-variées, et ont pour noyau ou forme primitive un rhomboïde oblique; ces cristaux jouissent de la propriété de doubler les images; la pesanteur spécifique de ces cristaux est de 2,71; 2° en masses compactes, cristallisées confusément à la manière du sucre, et que l'on désigne sous le nom de *saccharoïde*; tels sont tous les marbres statuaires; les marbres colorés sont encore formés de carbonates de chaux, mais ils sont colorés ou par des oxides métalliques ou par des bitumes; 3° en masses irrégulières sans indices de cristallisation, quelquefois dures et compactes, d'autres fois friables et poreuses; telles sont les pierres à bâtir, les pierres à chaux; 4° en bancs considérables, presque sans consistance, sous le nom de *craie*; 5° dans les coquilles terrestres, fluviatiles et marines, et dans les os des animaux; 6° en dissolution dans certaines eaux, à l'aide d'un excès d'acide carbonique; par l'exposition de ces eaux à l'air, l'acide carbonique se dégage et le carbonate de chaux se précipite et forme des couches compactes plus ou moins épaisses qui enveloppent tous les corps placés dans le lit de ces eaux. C'est à cette même cause que sont dues ces masses compactes qui se forment journellement dans les cavernes des montagnes calcaires; les eaux qui suintent à travers les rochers laissent à la voûte et sur le sol des couches légères de carbonate de chaux qui, se superposant, finissent par former à la voûte des cônes renversés, percés d'un canal qui forme le chemin que parcourt le liquide qui s'écoule, et sur le sol, des nappes mamelonnées souvent d'une étendue considérable.

Les usages du carbonate de chaux sont très-nombreux : le calcaire compacte sert à faire la chaux et comme pierre à bâtir ; les marbres blancs et colorés sont employés dans l'art du statuaire et pour orner les édifices ; enfin, la craie purifiée est employée dans la peinture à fresque.

945. *Sous-Carbonate de Strontiane.* Ce sel, découvert d'abord à Strontian, en Écosse, et depuis au Pérou, est très-rare ; il est ordinairement cristallisé en aiguilles divergentes, jaunâtres ou vert-pomme ; il est sans usage.

946. *Sous-Carbonate de Barite.* Ce sel n'a encore été trouvé qu'en Angleterre, dans le Lancashire, en Styrie et en Sibérie ; il n'est jamais cristallisé régulièrement ; il est sans usage.

947. *Sous-Carbonate de Soude.* Le sous-carbonate de soude est blanc, caustique, très-soluble dans l'eau ; il cristallise en prismes rhomboïdaux, dont les arêtes supérieures et inférieures sont remplacées par des facettes ; ces cristaux sont efflorescens, renferment 62,69 d'eau de cristallisation ; ils éprouvent la fusion aqueuse et la fusion ignée.

Le sous-carbonate de soude existe dans un grand nombre de lacs salés, il y est mêlé avec du sel marin et du sulfate de soude ; on le rencontre dans plusieurs plantes qui croissent sur le bord de la mer. On extrait le sous-carbonate de soude, 1° des eaux qui le tiennent en dissolution ; il porte alors dans le commerce le nom de *Natron* ; 2° des plantes marines ; il est alors désigné sous le nom de *Soude Naturelle* ; 3° du sel marin ; ce dernier a reçu le nom de *Soude Artificielle.*

Le natron s'obtient par un procédé extrêmement simple ; il consiste à enlever du sol des lacs salés, desséchés par les chaleurs de l'été, un dépôt cristallin plus ou moins épais, composé principalement de sous-carbonate de soude et de sel marin ; il paraît que ce sous-carbonate de soude se forme par la décomposition du sel marin par le sous-carbonate de chaux. Le natron vient en grande partie d'Égypte ; on le recueille dans plusieurs lacs situés dans les déserts de Thaïat et de Saint-Macaire, à l'ouest du Delta. On trouve aussi du natron en Hongrie et en Amérique.

Les soudes que l'on désigne sous le nom de *Soudes Naturelles* proviennent

toutes de l'incinération de certaines plantes marines : l'opération consiste à faucher ces plantes à l'époque de leur maturité, à les faire sécher et ensuite à les brûler dans des fosses ; au lieu d'une cendre pulvérulente on obtient des masses compactes en partie fondues, et qui sont formées de sous-carbonate de soude, de sulfate de soude, de sel marin, de sous-carbonate de chaux, d'alumine, de silice, d'oxide de fer et du charbon qui a échappé à la combustion. Les soudes naturelles les plus estimées viennent d'Espagne ; on les fabrique principalement à Alirante, Carthagène et Malaga ; elles proviennent de la *barille*. Elles renferment de 0,25 à 0,40 de sous-carbonate de soude. Celles de Franre sont beauroup moins estimées ; on en connaît trois variétés : le *Salicor* ou Soude de Narbonne, la *Blanquette* ou Soude d'Aigues-Mortes, et le *Vareck* ou Soude de Normandie : le salicor provient de la combustion du *salicornia annua*, et contient de 0,14 à 0,15 de sous-carbonate de soude ; la blanquette provient de l'incinération du *salicornia europœ*, du *salsola tragus*, du *salsola kali*, etc. elle ne renferme que de 0,03 à 0,08 de sous-carbonate de soude ; enfin, le vareck provient de l'incinération des fucus qui croissent abondamment sur les bords de l'Océan ; il ne contient que très-peu de sous-carbonate de soude, mais beaucoup de sulfate et de chlorure de soude et de potasse, et une petite quantité d'iodure de potassium.

Soudes Artificielles. Cette substance, aujourd'hui très-répandue dans le commerce et qui remplace avantageusement les soudes qui proviennent de l'incinération des plantes marines, est formée d'une quantité plus ou moins considérable de sous-carbonate de soude, toujours mêlé avec du sulfure de chaux et du charbon ; on y rencontre accidentellement du sel marin, du sulfate de soude et du sulfure de soude. Les soudes artificielles s'obtiennent en soumettant à l'action de la chaleur un mélange de sulfate de soude, de charbon et de sous-carbonate de chaux. Le charbon agit d'abord sur le sulfate et le transforme en sulfure, et par une décomposition réciproque du sulfure de soude et du sous-carbonate de chaux, il se forme du sous-carbonate de soude et du sulfure de rhaux. L'importance de cette fabrication nous oblige à donner ici quelques détails sur la disposition des appareils.

Dans tous les établissemens de soude artificielle, on fabrique en même temps le sulfate de soude nécessaire à la fabrication de la soude. Ces deux produits s'obtiennent ordinairement dans deux fourneaux à réverbère, alimentés par le même foyer, et que l'on désigne sous le nom de *fours jumeaux*; à l'origine de cette fabrication, les fours à soude et à sulfate étaient chauffés par des foyers séparés, mais on a reconnu que la nouvelle disposition procurait une grande économie de combustible. La fig. 89 représente la coupe d'un four jumeau: A est le foyer commun, B le sol du four à soude, C celui du four à sulfate, D une élévation qui sépare le sol des deux fours. Le sol du four à sulfate est formé de deux pierres de grès entièrement siliceux, et le sol du four à soude est formé de briques posées sur champ. Dans le premier four on met un mélange de 180 parties de sulfate de soude sec et calciné, de 180 parties de craie pulvérisée et de 110 de poussière de charbon de terre; dans le second on met du sel marin sur lequel on verse une quantité suffisante d'acide sulfurique à 50° pour le décomposer complètement; on agite presque continuellement dans les deux fours, pendant toute la durée de l'opération. On reconnaît que la soude est cuite lorsqu'elle forme une masse presque liquide, d'où se dégagent de petites flammes éparses; alors on la tire du four avec un ringard et on la coule dans des moules carrés, en tôle très-forte, dont elle prend la forme en se refroidissant; quant au sulfate, on reconnaît qu'il est suffisamment calciné lorsqu'il est bien sec; on le tire dehors comme la soude, mais on le laisse tomber sur le sol de l'atelier, où il se refroidit. Les proportions que nous avons indiquées plus haut donnent 300 parties de soude de 32 à 33°.

Pendant la durée de cette double opération il se dégage par la cheminée des fours, 1° de l'acide carbonique qui provient du combustible du foyer et du mélange destiné à former la soude; 2° de l'acide hydrochlorique résultant de la décomposition du sel marin par l'acide sulfurique. Dans les grands établissemens, la masse de ces fumées acides agit, dans certaines circonstances, avec beaucoup d'énergie sur les plantes voisines. Cette influence est nulle, ou du moins insensible, par les vents violens et les temps calmes, parce que dans le premier cas les vapeurs se dispersent

à leur entrée dans l'atmosphère, et que dans le second, les fumées s'élèvent à une hauteur considérable et se dissolvent dans une grande masse d'air; mais par les temps brumeux, ou lorsque l'air est agité par un vent léger, ces vapeurs tombent sur la terre avec une assez grande densité pour corroder les feuilles et les jeunes bourgeons. Pour éviter les effets fâcheux produits par les fumées des fabriques de soude, on a cherché à condenser l'acide hydro-chlorique qu'elles renferment, et on a imaginé à cet effet différens appareils que nous allons décrire succinctement.

Les masses d'acide à condenser étant très-considérables, et jusqu'ici les usages de l'acide hydro-chlorique et des hydro-chlorates étant fort bornés, on ne peut pas espérer de profiter de l'acide condensé. De plus, les soudes étant à un prix peu élevé, il faut nécessairement que les frais de la condensation soient très-petits. La première idée qui se présente est d'effectuer la décomposition du sel marin dans des vases clos, et de condenser l'acide dans un appareil semblable à celui de Wolff; mais la quantité de combustible qu'exigerait ce procédé, le renouvellement fréquent des vases de fonte dans lesquels il faudrait opérer, et l'impossibilité d'obtenir du sulfate bien pur dans des vases où on ne peut pas agiter le mélange de sel et d'acide sulfurique, rendent ce moyen impraticable; il faut nécessairement condenser l'acide sans changer le mode d'opération. Il n'y a donc d'autres moyens de condensation que de faire passer la fumée dans des canaux renfermant les matières propres à absorber l'acide hydro-chlorique; et ces matières ne peuvent être que de l'eau ou du carbonate de chaux, car ce sont les seules que l'on peut se procurer partout et presque sans frais. Ainsi tous les condensateurs ne sont que des canaux plus ou moins longs, dans lesquels la fumée se trouve en contact avec l'eau ou le carbonate de chaux, ou avec tous deux à la fois. On peut diviser les condensateurs en deux classes, 1° ceux dans lesquels l'eau est le principal agent; 2° ceux dans lesquels le calcaire est la matière absorbante; les prêmiers consistent uniquement en un ou plusieurs réservoirs rectangulaires sur le fond desquels s'élèvent des murailles verticales parallèles qui dépassent le niveau des eaux; les intervalles qui séparent ces murailles en briques sont recou-

verts de voûtes de même matière : il en résulte des canaux parallèles dont chacun communique avec le suivant par des ouvertures pratiquées dans les murailles. Lorsque le réservoir d'eau est supérieur au sol des fourneaux, la force ascensionnelle des fumées les dirige dans le condensateur; mais si le réservoir d'eau est au-dessous des fourneaux, il faut nécessairement un foyer d'appel qui doit être permanent, ou seulement instantané. Il devra être permanent si l'on ne peut pas, à l'extrémité du condensateur, élever une cheminée dans laquelle la fumée, en partie refroidie par son passage sur l'eau du condensateur, ait une force ascensionnelle plus grande que celle du canal de descente; le foyer d'appel sera seulement nécessaire au commencement de l'opération ; dans le cas contraire voyez, pour plus de détail, le *Cours de Physique* (383). Les condensateurs de la seconde classe sont formés d'un canal horizontal ou incliné, mais qui s'élève au-dessus du sol et qui est entièrement formé de calcaire tendre. L'acide hydro-chlorique décompose ce sel, dégage l'acide carbonique et forme de l'hydro-chlorate de chaux ; mais pour que le calcaire reste toujours à nu et puisse agir sans cesse sur l'acide hydro-chlorique, il faut nécessairement dissoudre et enlever continuellement l'hydro-chlorate de chaux, et pour cela il faut faire circuler dans le canal un courant d'eau ou un courant de vapeur. Tous ces appareils peuvent remplir exactement le but proposé, lorsqu'ils ont des dimensions suffisantes : les obstacles, qui quelquefois sont insurmontables, sont la masse d'eau nécessaire à la condensation et l'évacuation des produits. Il existe encore un autre moyen de condensation, qui n'est qu'une application de l'appareil de M. Clément, qu'il a désigné sous le nom de *Cascade Chimique* (voyez *Annales de Chimie*, tom. I, pag. 178). Il consiste en une tour remplie de boules sphériques d'argile bien cuite ; on fait arriver les fumées par le bas de la tour, et un petit filet d'eau par la partie supérieure; l'eau et les fumées, divisées dans les nombreux interstices qu'elles ont à parcourir, l'une en montant, les autres en descendant, se touchent par de grandes surfaces, et il se forme de l'acide hydro-chlorique concentré qui tombe dans un réservoir situé à la partie inférieure de la tour, tandis que les fumées, dégagées d'acide, s'élèvent dans l'atmosphère. Cet appareil n'a pas été

exécuté en grand ; il est cependant probable qu'il réussirait pour les fours simples : mais je pense qu'il ne serait pas applicable à la condensation des fumées des fours doubles, parce que ceux-ci exigent un très-grand tirage, et que le passage des fumées dans les espaces étroits de la tour ralentit beaucoup leur vitesse ascensionnelle.

948. *Sel de Soude.* On désigne dans le commerce sous ce nom impropre, le sous-carbonate de soude extrait des soudes naturelles ou artificielles. Cette extraction se fait par un procédé très-simple ; il consiste à lessiver à froid les soudes pulvérisées, à faire évaporer ces lessives jusqu'à siccité, et ensuite à calciner à une chaleur modérée.

949. *Essais des Soudes de Commerce.* Les soudes brutes naturelles et artificielles renfermant toujours des substances étrangères, de même que les sels de soude, et leur prix étant uniquement fondé sur la quantité réelle de sous-carbonate de soude pur qu'elles renferment, il était indispensable d'avoir un moyen simple et rapide pour en reconnaître la richesse. Ce moyen est fondé sur ce qu'un même poids de sous-carbonate de soude exigeant pour sa saturation toujours le même poids d'un même acide, il en résulte que les titres des soudes sont proportionnels aux quantités d'un même acide nécessaire à la saturation d'un même poids de ces soudes. D'après cela on est convenu d'appeler degrés ou titre d'une soude le nombre de centièmes de son poids d'acide sulfurique concentré nécessaire pour sa saturation. Voici maintenant la méthode qu'on emploie pour faire cette opération : on pèse exactement deux décagrammes de la soude à essayer, que l'on introduit dans une fiole à médecine ; on y verse deux mesures d'eau, et on agite pendant une heure ; on laisse précipiter, et on décante une mesure de la liqueur surnageante que l'on place dans un vase de verre à large ouverture. Il est évident que cette quantité de liqueur contient tout le sous-carbonate de soude renfermé dans un décagramme de soude ; on verse alors dans cette dissolution alcaline, de l'acide sulfurique concentré étendu de neuf fois son poids d'eau ; chaque gramme de cette liqueur renferme un décigramme d'acide concentré ; or comme un décigramme est la centième partie d'un décagramme, il s'ensuit que chaque gramme de liqueur d'épreuve donne 1° : ainsi en pesant

le flacon d'acide avant et après la saturation, la différence des poids exprimée en grammes donnera le titre de la soude; mais pour éviter ces deux pesées, on se sert ordinairement d'un tube gradué, de manière que le volume de liquide compris entre deux divisions successives pèse 1 gramme. Ces tubes portent le nom d'*Alcalimètres*. La saturation de la liqueur alcaline se reconnaît au moyen du papier de tournesol; on dépasse ordinairement le terme de la saturation jusqu'à ce que le papier devienne sensiblement rouge. La première moitié de l'acide versé dans la liqueur alcaline ne dégage point d'acide carbonique, parce que l'acide abandonné par la moitié de la soude se combine avec l'autre moitié et forme un carbonate neutre; mais lorsque le carbonate neutre se décompose, une partie de l'acide carbonique se dégage, tandis que l'autre reste en dissolution; et comme l'acide carbonique jouit de la propriété de rougir le papier de tournesol, ce papier change de teinte bien avant la saturation complète; mais il est facile de reconnaître si le rouge du papier de tournesol est dû à l'acide carbonique ou à l'acide sulfurique; car dans le premier cas la teinte est vineuse et disparaît en peu d'instans, tandis que dans le second cas elle est rose et permanente. La dissolution de la soude dans l'eau doit être faite à froid; car les soudes brutes renfermant beaucoup de sulfure de chaux, et ce dernier étant soluble à chaud, agirait sur le sous-carbonate de soude et il se formerait du sulfure de soude et du sous-carbonate de chaux; si cette décomposition était complète, le titre de la soude ne serait pas altéré, car le carbonate de chaux ne reste pas dans la liqueur sur laquelle on opère, et le sulfure de soude absorbe par la saturation autant d'acide que le carbonate qui l'a formé: mais comme il pourrait rester une portion de sulfure de chaux non attaquée, elle absorberait une certaine quantité de liqueur d'épreuve et ferait monter le titre trop haut.

Si les soudes ne renfermaient jamais que des sous-carbonates de soude et des sels non décomposables par l'acide sulfurique, leurs titres se détermineraient très-exactement par la méthode précédente; mais ils contiennent souvent des sulfures et des sulfites, et quelquefois même des hypo-sulfites (ces deux sels résultent de la décomposition des sulfures par l'air; le dernier ne s'y rencontre que très-rarement, parce que l'alcali en excès s'oppose à sa formation). Ces substances n'étant d'aucun usage

dans les circonstances où l'on emploie la soude, et absorbant pour leur saturation une certaine quantité d'acide sulfurique, le titre des soudes se trouve trop élevé; le sulfure absorbe toute la quantité d'acide sulfurique nécessaire à la saturation de la soude qui était combinée avec le soufre, et le sulfite seulement la moitié de l'acide nécessaire à la saturation de la soude neutralisée par l'acide sulfureux, parce qu'il se forme un bi-sulfite, et qu'aussitôt qu'une partie de ce bi-sulfite est attaquée par l'acide sulfurique, l'acide sulfureux libre rougit le papier de tournesol; quant à l'hypo-sulfite, la plus petite portion décomposée mettrait de l'acide en liberté, qui, agissant sur le papier de tournesol, n'altérerait pas le titre. Mrs Velter et Gay-Lussac, à qui on doit ces observations, ont trouvé un moyen très-simple de déterminer exactement le titre des soudes qui renferment des sulfures ou des sulfites, ou tous les deux à la fois; il consiste à faire évaporer et calciner ensuite au rouge brun la liqueur décantée avec quelques grammes de chlorate de potasse; l'oxigène qui est produit par la décomposition de ce dernier transforme en acide sulfurique le soufre du sulfure et l'acide sulfureux du sulfite, et comme ces quantités d'acide sulfurique saturent exactement la quantité de soude qui l'était par le soufre et l'acide sulfureux, et que le chlorure de potassium qui se forme est neutre, il en résulte qu'en dissolvant dans l'eau la matière calcinée et déterminant le titre comme à l'ordinaire, on obtiendra exactement celui du sous-carbonate de soude. Si la soude ne renfermait que du sulfure, on pourrait déterminer le titre du sulfure en faisant d'abord un essai sans employer de chlorate, et prenant la différence des deux titres. Si la soude ne contenait que du sulfite, le titre du sulfite serait le double de la différence des deux titres. Si la soude renfermait du sulfure, du sulfite et de l'hypo-sulfite, on ne pourrait pas déterminer le titre par la méthode précédente, attendu que l'acide de ce dernier sel, en se transformant en acide sulfurique, sature une quantité double de soude.

950. *Sous-Carbonate de Potasse.* Ce sel est âcre, caustique, jouit de toutes les propriétés alcalines; il est très-soluble dans l'eau, incristallisable, déliquescent. Il existe dans les cendres de presque toutes les plantes, et principalement de celles qui sont ligneuses.

Les potasses du commerce s'obtiennent en lessivant à chaud les cendres des plantes ligneuses, faisant évaporer ces lessives, et calcinant les résidus. Ces potasses sont formées de sous-carbonate de potasse, de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, d'alumine, de silice, d'oxide de fer et d'oxide de manganèse; c'est dans les lieux où les bois sont très-communs que cette exploitation se fait.

Pour obtenir le sous-carbonate de potasse parfaitement pur, on ne

pourrait pas se servir de la potasse du commerce, parce qu'il serait difficile de le séparer complètement des autres sels solubles qu'elle renferme ; on emploie alors le procédé suivant : on fait un mélange de deux parties de tartrate acidule de potasse et d'une de nitrate de potasse ; on projette ce mélange dans une chaudière de fonte chauffée au rouge naissant ; on lessive le résidu, et on évapore à siccité.

Le sous-carbonate impur du commerce est employé dans la fabrication du salpêtre, de l'alun, des savons mous, du verre, du bleu de Prusse. Depuis que les sels de soude sont répandus dans le commerce, la consommation de la potasse a beaucoup diminué, parce que la soude peut remplacer partout la potasse, excepté pour la fabrication de l'alun, du salpêtre et des savons durs.

951. *Carbonate de Manganèse.* Ce sel existe dans la nature, combiné avec de la silice et de l'oxide de fer ; sa couleur est rose ou violacée ; on ne l'a encore trouvé qu'en Transylvanie. Il est sans usage.

952. *Sous-Carbonate de Fer, Fer Spathique.* Ce sel est très-répandu dans la nature ; on le rencontre en cristaux ou en masses lamellaires, dont la couleur varie du jaune isabelle au brun ; la forme primitive des cristaux est la même que celle de la chaux carbonatée : il renferme souvent de la chaux, de la magnésie et de l'oxide de manganèse. Le fer spathique se rencontre ordinairement en filons puissans dans les montagnes primitives ; on le trouve à Baygory dans les basses Pyrénées, dans le département de l'Isère, en Styrie, en Saxe et en Hongrie : on en retire du fer très-doux.

953. *Sous-Carbonate de Zinc.* Ce sel est très-rare dans la nature ; on ne l'a encore trouvé qu'en forme de concrétion en Carinthie et en Angleterre.

954. *Sous-Carbonate de Cuivre.* Le sous-carbonate de cuivre naturel est vert, bleu ou brun ; ces variétés paraissent ne différer que par la quantité d'eau qu'elles renferment : le bleu en contient plus que le vert, et le brun est tout-à-fait anhydre ; le carbonate bleu est souvent cristallisé en prismes rhomboïdaux : le carbonate vert est plus souvent soyeux ou concrétionné ; dans ce dernier état, il porte le nom de *Malachite ;* le carbonate de

cuivre est aussi souvent mêlé avec des terres; ces matières portent alors le nom de *Cendres Bleues* ou de *Bleu de Montagne*, suivant qu'elles sont en poudre fine ou en masses; il colore quelquefois des pierres calcaires ou quartzeuzes, on les désigne alors sous le nom de *Pierres d'Arménie;* enfin, il colore souvent des ossemens fossiles, connus dans le commerce sous le nom de *Turquoises.* Le carbonate de cuivre existe dans toutes les mines de cuivre; mais les plus beaux échantillons de carbonate bleu se trouvent dans les mines de Chessy et de S[t]-Bel près de Lyon, et la malachite et les turquoises, principalement dans les mines de Sibérie. Les carbonates bleu et vert sont employés pour extraire le cuivre, la malachite comme objet d'ornement, et les turquoises servent, comme les pierres précieuses, dans la bijouterie.

955. *Sous-Carbonate de plomb.* Le sous-carbonate de plomb naturel est d'un blanc jaunâtre; il est ordinairement cristallisé; on ne le trouve jamais en grandes masses; ses principaux gissemens se trouvent à S[te]-Marie aux mines, dans les Vosges, à S[t]-Sauveur en Languedoc, en Bretagne, au Hartz, en Bohême et en Écosse. Le sous-carbonate de plomb artificiel est blanc, très-dense, pur; il porte le nom de *Blanc d'Argent;* mêlé avec du carbonate de chaux ou du sulfate de barite, il est désigné sous le nom de *Céruse*; on en fait une grande consommation en peinture. Comme ce sel s'obtient au moyen des acétates de plomb, nous remettrons la description des procédés de sa fabrication à l'article *Acétate de Plomb.*

956. *Sous-Carbonate d'Ammoniaque*, *Sel volatil d'Angleterre.* Ce sel est blanc, très-odorant, très-volatil; à l'air libre, il se réduit en vapeurs à la température ordinaire, et dans des vases clos, au-dessous du rouge cerise; il est très-soluble dans l'eau froide, mais il ne l'est point dans l'eau bouillante, à cause de sa grande volatilité; il est décomposé par la potasse, la soude, la lithine, la barite, la strontiane et la chaux; on ne le trouve point dans la nature, seulement il se forme dans la fermentation putride de l'urine, par la décomposition de l'urée. Il s'obtient en calcinant dans une cornue de grès un mélange pulvérisé d'une partie d'hydro-chlorate d'ammoniaque et d'une partie

et demie de sous-carbonate de chaux; il se forme de l'hydro-chlorate de chaux qui reste dans la cornue, et du sous-carbonate d'ammoniaque que l'on reçoit dans des ballons de verre, où il se condense, et cristallise en aiguilles. L'expérience est terminée lorsque la cornue étant au rouge cerise, il ne se dégage plus de vapeurs: 1k de sel ammoniac fournit 7 à 800 grammes de sous-carbonate. Ce sel est composé d'un volume d'acide carbonique et de deux volumes d'ammoniac. Le sous-carbonate d'ammoniaque est employé dans les laboratoires et en médecine.

§ II.

Carbonates neutres ou Bi-Carbonates.

957. On ne connaît jusqu'ici que 3 bi-carbonates, ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque; on les obtient en faisant passer pendant long-temps un courant d'acide carbonique dans les sous-carbonates en dissolution dans l'eau. Comme ils sont moins solubles que les sous-carbonates, ils cristallisent et se précipitent à mesure de leur formation. Les bi-carbonates verdissent toujours un peu le sirop de violette; ils n'éprouvent aucune action de la part de l'air, mais une partie de l'acide se dégage par la chaleur, même lorsqu'ils sont en dissolution dans l'eau; mis en contact avec les dissolutions salines, il se forme nn précipité de sous-carbonate et un dégagement d'acide carbonique: les sels de magnésie ne présentent ce phénomène qu'à chaud. Dans les bi-carbonates, l'acide carbonique contient quatre fois autant d'oxigène que l'oxide; les bi-carbonates ne sont employés que comme réactifs.

§ III.

Sous-Carbonates avec un double excès de base.

958. L'existence de ces sels est fondée sur les analyses des mortiers anciens et du cuivre carbonaté vert, que plusienrs Chimistes regardent comme renfermant deux fois moins d'acide que les sous-carbonates simples.

RÉSUMÉ DES CHAPITRES VI, VII, VIII et IX.

Des Iodates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Tous ees sels sont décomposés par la chaleur, la plupart des acides et les combustibles; la chaleur et les corps combustibles décomposent l'acide. Tous sont insolubles, excepté ceux de soude et de potasse. On les obtient directement ou par les doubles décompositions; ceux de potasse s'obtiennent en traitant la potasse par l'eau et l'iode; il se forme un hydriodate très-soluble que l'on sépare de l'iodate par la cristallisation et par l'alcool. Aucun n'existe dans la nature; ils sont sans usages. La quantité d'oxigène de l'oxide : celle de l'acide :: 1 : 5, et à la quantité d'acide :: 1 : 20,61.

Des Séléniates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Les Séléniates peuvent être neutres, acidules ou acides; les premiers sont tous insolubles, excepté ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque, les derniers sont tous solubles. Les séléniates ne sont point décomposés par la chaleur seule, mais les combustibles les décomposent tous en décomposant l'acide. Les séléniates s'obtiennent directement ou par les doubles décompositions. Le séléniate de potasse décompose l'hydrochlorate d'ammoniaque à l'aide de la chaleur, et le sélénium est mis à nu. Dans les séléniates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide : celle de l'acide :: 1 : 2, et à la quantité d'acide :: 1 : 6,959, les séléniates acidules renferment deux fois plus d'acide, et les séléniates acides quatre fois plus.

Sous-Borates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Tous les sous-borates sont indécomposables par l'action de la chaleur, excepté ceux des deux derniers ordres. Tous sont insolubles, excepté ceux de potasse, de soude, de lithine et d'ammoniaque. Aucun acide ne déplace l'acide borique à une haute température; mais par l'intermède de l'eau tous les sous-borates sont décomposés à 100° par tous les acides puissans. On ne trouve dans la nature que le sous-borate de soude et celui de magnésie. Tous s'obtiennent directement. La quantité d'oxigene de l'acide : la quantité d'oxide :: 1 : 2,696.
PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES PLUS IMPORTANTES.	*Sous-Borate de Soude, Borax.* Alcalin, cristallise en primes, soluble dans 2 fois ½ son poids d'eau bouillante, renferme 0,46 d'eau de cristallisation, éprouve la fusion aqueuse et ignée, vitrifie les oxides métalliques à une haute température. Se trouve dans la nature en cristaux informes, salis par une matiere animale; se purifie par la chaux, l'hydro-chlorate de chaux et la cristallisation; s'obtient aussi directement; employé dans la couverture des poteries fines et dans la soudure.

Sous-Carbonates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Tous sont décomposables par la chaleur, excepté ceux de soude, de potasse, de lithine et de barite. Le sous-carbonate de fer seul laisse dégager de l'oxide de carbone. Tous sont décomposables au rouge par un courant de vapeur d'eau. Le chlore humide décompose à froid tous les carbonates. Quatre sous-carbonates sont solubles, ceux de

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

potasse de soude, de lithine et d'ammoniaque. Tous les acides décomposent les sous-carbonates, excepté les acides hydro-sulfurique et hydro-sélénique. Il y a douze carbonates naturels, ceux de magnésie, de chaux, de barite, de strontiane, de soude, de potasse, de manganèse, de zinc, de fer, de plomb, de cuivre et d'ammoniaque. Ceux qui sont insolubles se préparent par les doubles décompositions, les autres se trouvent dans la nature. La quantité d'oxigène de l'oxide : celle de l'acide :: 1 : 2, et à la quantité d'acide :: 1 : 2,765.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES PLUS IMPORTANTES.

Sous-Carbonate de Chaux, très-répandu dans la nature, se trouve dans toutes les espèces de terreins. On le rencontre 1° en cristaux réguliers dont les formes sont très-variées ; 2° en masses saccharoïdes blanches ou colorées (*marbres*) ; 3° en masses plus ou moins dures et compactes (*pierre à chaux*, *pierre à bâtir*) ; 4° en masses sans consistance (*craie*) ; 5° dans les coquilles, les os ; 6° en dissolution dans les eaux, d'où elles se précipitent et forment les tufs, les albâtres calcaires.

Sous-Carbonates de Soude, blanc, très-soluble, cristallise en prismes efflorescens, renfermant 62,69 d'eau, éprouvant la fusion aqueuse et ignée. Presque pur, il est connu dans le commerce sous le nom de *Sel de Soude* ; mêlé avec des substances étrangères, il porte les noms de *Natron*, de *Soude Naturelle* et de *Soude Artificielle*. Le natron est composé de sous-carbonates de soude et de sel marin ; on le trouve sur le lit desséché de certains lacs salés. Les soudes naturelles proviennent de l'incinération de certaines plantes marines. Les soudes artificielles s'obtiennent en transformant le sel marin en sulfate de soude par l'acide sulfurique, et calcinant ce dernier avec du charbon et de la craie ; il se forme du sous-carbonate de soude et du sulfure de chaux insoluble à froid dans l'eau. La soude est employée dans la fabrication des savons durs, du verre, pour faire les lessives, etc.

Sous-Carbonate de Potasse, blanc, très-soluble, incristallisable, connu dans le commerce sous le nom de *Potasse*, renferme beaucoup de substances étrangères ; s'obtient par la lixiviation, l'évaporation et la calcination des cendres des plantes ligneuses. Ce sel est employé dans la fabrication de l'alun, du salpêtre, du verre, des savons mous, etc.

Sous-Carbonate de Cuivre, vert, bleu ou brun ; le dernier est anhydre ; les deux premiers renferment des quantités inégales d'eau et d'acide ; se trouvent dans la nature, sont employés pour extraire le métal ; le cuivre carbonaté vert concrétionné porte le nom de *Malachite* ; on l'emploie pour faire des vases et autres objets d'ornement ; les turquoises sont des os fossiles imprégnés de carbonate de cuivre.

Sous-Carbonate de Plomb, blanc, insoluble, existe dans la nature, mais en petite quantité ; s'obtient au moyen des acétates de plomb ; pur il forme le *Blanc d'Argent*, et mêlé avec du sous-carbonate de chaux ou du sulfate de plomb, il constitue la *Céruse*.

Sous-Carbonate d'Ammoniaque, solide, blanc, très-odorant, soluble, volatil, se forme dans la putréfaction des urines ; s'obtient en calcinant un mélange d'hydro-chlorate d'ammoniaque et de sous-carbonate de chaux.

On connaît trois carbonates neutres, ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque ; on les obtient en faisant passer pendant long-temps un courant d'acide carbonique dans les sous-carbonates correspondans en dissolution dans l'eau. Comme ils sont moins solubles que ceux-ci, ils se précipitent à mesure de leur formation ; ils sont sans usages. Ils renferment deux fois plus d'acide que les sous-carbonates.

Il paraît qu'il existe des sous-carbonates avec un double excès de base, tels sont les carbonates de chaux que l'on trouve dans les anciens mortiers et le cuivre carbonaté vert.

CHAPITRE X.

Sels dont l'acide oxigéné est à base d'Arsenic.

§ Ier.

Des Arséniates.

959. Soumis à l'action de la chaleur, quelques-uns éprouvent la fusion ignée, les autres se décomposent; ces derniers sont ceux dont l'oxide peut céder une partie de son oxigène ou en absorber une nouvelle : tels sont les arséniates d'argent et de protoxide de fer. Le charbon décompose tous les arséniates en agissant sur l'acide; il se forme toujours de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone, de l'arsenic qui se sublime, et l'on obtient pour résidu l'oxide ou le métal réduit, ou un alliage d'arsenic. Il est probable que l'hydrogène, le bore, le phosphore et le soufre décomposent également les arséniates. L'acide sulfurique décompose à froid les arséniates, mais à une haute température l'acide sulfurique est déplacé par l'acide arsénique. Les acides nitrique, phosphorique, hydro-chlorique et fluorique, en dissolution, ont la propriété de dissoudre tous les arséniates insolubles, lorsqu'ils peuvent former des sels solubles avec leurs bases; en absorbant une portion des bases, ils font passer les arséniates neutres à l'état acide. Il n'y a que trois arséniates neutres solubles, savoir : ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque.

960. On trouve dans la nature quatre arséniates, celui de fer, de deutoxide de cuivre, de protoxide de cobalt et de protoxide de nickel. L'arséniate de fer est cristallisé en cubes; il est très-rare : on ne l'a encore trouvé que dans les mines de Cornouailles. L'arséniate de cobalt est toujours cristallisé en aiguilles ou en masses pulvérulentes couleur fleur de pêcher; il se trouve dans toutes les mines de cobalt, de cuivre, d'argent, etc.; c'est la mine de cobalt la plus abondante. L'arséniate de cuivre est ordinairement fibreux, d'une couleur très-variable; il est tantôt

vert, tantôt noir, gris ou blanc; on le trouve principalement en Cornouailles. L'arséniate de nickel se trouve ordinairement à la surface du nickel arsenical; sa couleur varie du vert-pomme au blanc verdâtre.

961. Les arséniates insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions; les autres peuvent se préparer directement en combinant l'acide avec l'oxide.

962. Il existe trois variétés d'arséniates : les arséniates neutres, les arséniates acides et les sous-arséniates. Dans les arséniatres neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 est à 5, et à la quantité d'acide comme 1 est à 7,204. Les arséniates acides renferment deux fois plus d'acide, et les sous-arséniates, pour la même quantité d'acide, renferment une fois et demie autant de base.

963. *Arséniate acide de Potasse.* Ce sel est blanc, très-vénéneux, très-soluble, cristallise en prismes. Soumis à une haute température, il passe à l'état neutre, l'acide en excès se décompose en oxigène et en oxide d'arsenic, qui se dégagent. On pourrait le faire directement, mais il est plus économique de l'obtenir en faisant calciner au rouge un mélange de parties égales de deutoxide d'arsenic et de salpêtre. Dans cette opération, l'arsenic s'acidifie par l'oxigène qui provient de la décomposition de l'acide nitrique. L'arséniate neutre de potasse est déliquescent, incristallisable; il cède une partie de son alcali aux acides les plus faibles, et repasse à l'état acide.

964. *Arséniate neutre de soude* : blanc, vénéneux, très-soluble, cristallise en prismes, s'obtient directement; l'arséniate acide, au contraire, est déliquescent et incristallisable : sous ce rapport, les arséniates de soude et de potasse ont des propriétés opposées.

965. *Arséniate acide d'Ammoniaque* : sel blanc, vénéneux, très-soluble, cristallise en rhomboïdes; il est décomposé par la chaleur. D'abord il ne se dégage qu'un peu d'ammoniaque; mais à la chaleur rouge, une partie de l'ammoniaque et de l'acide se décompose, et il se forme de l'eau, de l'azote et du deutoxide d'arsenic. L'arséniate neutre d'ammoniaque est déliquescent et ne cristallise qu'en aiguilles.

§ II.

Des Arsénites.

966. Le deutoxide d'arsenic, que nous avons désigné sous le nom d'acide arsénieux, se combine avec les oxides, et ce sont ces combinaisons qui portent le nom d'arsénites. Les arsénites sont tous décomposés par le feu; souvent l'acide se volatilise et abandonne l'oxide, quelquefois il se forme un arséniate et de l'arsenic. Les corps combustibles agissent sur les arsénites comme sur les arséniates, mais avec plus d'énergie. On ne connaît que trois arsénites solubles dans l'eau, ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque; les autres arsénites neutres alcalins sont solubles dans un excès d'acide ou de base. Presque tous les acides décomposent les arsénites en précipitant l'acide arsénieux, qui est très-peu soluble. Un seul arsénite existe dans la nature, c'est celui de plomb : on le trouve en petits cristaux d'un jaune verdâtre, en filamens soyeux ou en masses d'un aspect gras. On le trouve ainsi dans la mine de sulfure de plomb de Saint-Prix, département de Saône-et-Loire, en Andalousie et en Sibérie. Les arsénites solubles se préparent directement en faisant bouillir l'oxide en dissolution avec un excès d'acide et filtrant; les autres s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Aucun arsénite ne cristallise. Dans les arsénites neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 3, et à la quantité d'acide comme 1 est à 12,407; dans les sous-arsénites la quantité de base est double. Un seul arsénite est employé dans les arts; c'est celui de cuivre.

967. *Arsénite de Cuivre, Vert de Schéele.* Cette substance, dont on fait un grand usage dans les fabriques de papier peint, est insoluble, d'un beau vert, et forme une couleur très-opaque. On la prépare en versant à chaud une dissolution de sulfate de cuivre dans une dissolution d'acide arsénieux dans la potasse, lavant le précipité et le faisant sécher. On emploie maintenant au même usage un vert infiniment plus brillant qui, d'après l'analyse de M. Braconnot, est composé d'acide arsénieux,

de cuivre et d'acide acétique. Ce chimiste est parvenu à l'obtenir en versant du vinaigre dans le vert de Schéele, lorsqu'il se précipite. (Voyez, pour plus de détails, *Annales de Chimie*, tom. XXI, pag. 53.)

CHAPITRE XI.

Sels dont l'acide oxigéné est à base de Molybdène.

968. Il paraît que la chaleur seule ne décompose pas les molybdates alcalins. Le charbon, à une haute température, les décompose tous : probablement, plusieurs autres combustibles seraient dans le même cas. Les molybdates neutres de soude, de potasse et d'ammoniaque, sont très-solubles; celui de barite et des ordres suivans sont insolubles. L'ordre d'affinité des oxides par l'intermède de l'eau, pour l'acide molybdique, est le suivant : barite, potasse, soude, strontiane, chaux, ammoniaque et magnésie. La plupart des acides puissans décomposent les molybdates solubles en précipitant l'acide qui est insoluble. Les molybdates insolubles se dissolvent tous dans l'acide nitrique. On ne connaît qu'un seul molybdate dans la nature : c'est celui de plomb; il est en lames d'un gris jaunâtre. On le trouve en Carinthie, à Freyberg, en Saxe, en Hongrie et au Mexique. Les molybdates solubles s'obtiennent directement; les autres s'obtiennent par la voie des doubles décompositions : aucun n'est employé dans les arts. Dans ces sels la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 3, et à la quantité d'acide comme 1 est à 8,969.

CHAPITRE XII.

Sels dont l'acide oxigéné est à base de Chrome.

969. Les chromates alcalins sont indécomposables par la chaleur ; tous les autres se décomposent à une température plus ou moins élevée. Il se forme toujours de l'oxide de chrome. Les corps combustibles agissent sur les chromates comme sur les molybdates. Les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, phosphorique et fluorique, décomposent tous les chromates en s'emparant de leur base ; l'acide hydro-chlorique seul, à l'aide d'une légère chaleur, décompose l'acide et forme un hydrochlorate de chrome. Tous les chromates qui ont pour base des oxides

blancs sont d'un blanc jaunâtre ; tous les autres sont diversement colorés. On connaît huit chromates solubles : ceux de chaux, de strontiane, de soude, de potasse, de magnésie, de protoxide de nickel et de cobalt. On ne connaît qu'un seul chromate naturel ; c'est celui de plomb. Les chromates de potasse et de soude s'obtiennent en traitant la mine de cobalt par le nitrate de potasse ou de soude ; les autres chromates solubles alcalins s'obtiennent en traitant le chromate de plomb par l'eau et l'alcali ; enfin, les chromates insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Dans les chromates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 6,518. Un seul chromate est employé dans les arts ; c'est celui de plomb : on en fait usage dans la peinture à l'huile et sur porcelaine.

970. *Chromate de Potasse.* Ce sel est jaune, cristallise facilement en prismes rhomboïdaux ; on l'obtient par le procédé suivant : on prend de la mine de chrome du département du Var, qui est composée d'oxide de chrome, de fer, de silice, d'alumine et de magnésie ; on la mêle avec un poids égal de nitrate de potasse, et on introduit le mélange dans un creuset de terre, que l'on fait chauffer au rouge pendant une demi-heure ; il se dégage du deutoxide d'azote, et il se forme du chromate de potasse : la potasse en excès se combine avec une partie de la silice et de l'alumine. On traite le produit de la calcination par l'eau bouillante, pour dissoudre les matières solubles qu'elle renferme ; on décante et on sature l'excès de potasse par l'acide acétique ; on filtre pour séparer le dépôt de silice et d'alumine qui s'est formé ; il ne reste plus alors qu'à faire évaporer et à mettre à cristalliser : l'acétate de potasse étant très-soluble restera dans les eaux-mères, et les cristaux que l'on obtiendra seront parfaitement purs. Ce sel n'est employé que pour préparer le chromate de plomb et les autres chromates insolubles.

971. *Chromate de Soude.* Ce sel jouit des mêmes propriétés que le chromate de potasse ; il s'obtient par les mêmes procédés, en traitant la mine de chrome par le nitrate de soude.

972. *Chromate de Barite.* Ce sel est insoluble, d'un blanc-jaunâtre, s'obtient en versant un sel soluble de barite dans une dissolution de chromate de potasse. Ce sel n'est employé que pour extraire l'acide chromique.

973. *Chromates de Chaux et de Strontiane.* Ces deux sels sont solubles, d'un blanc jaunâtre; on les obtient en traitant le chromate de plomb par une dissolution de chaux ou de strontiane, filtrant et faisant évaporer.

974. *Chromate de Plomb.* Le chromate neutre de plomb est insoluble, d'un jaune très-brillant; on l'obtient en versant une dissolution d'acétate neutre de plomb dans une dissolution également neutre de chromate de potasse. Le sous-chromate est d'un rouge orangé; il s'obtient au moyen de l'acétate de plomb et de sous-chromate de potasse.

975. *Proto-Chromate de Mercure.* Ce sel, d'un rouge très-brillant, est insoluble, et s'obtient en versant une dissolution de proto-nitrate de mercure dans une dissolution de chromate de potasse. Ce sel est uniquement employé pour obtenir l'oxide de chrome; on pourrait cependant l'employer en peinture.

976. *Chromate d'Argent*; insoluble, rouge pourpre foncé; s'obtient par le nitrate d'argent et le chromate de potasse.

CHAPITRE XIII.

Sels dont l'acide oxigéné est à base de Tungstène.

977. L'action seule de la chaleur ne décompose que les tungstates des deux derniers ordres, parce que l'acide tungstique étant fixe et indécomposable par la chaleur, les tungstates seuls, dont la base est réductible par la chaleur, pourront être altérés par cet agent. Les combustibles simples se comportent avec les tungstates comme avec les arséniates. Tous les acides forts décomposent les tungstates, mais la décomposition n'est complète qu'à l'aide de la chaleur. A la température ordinaire, les acides sulfurique, nitrique, etc., forment dans les dissolutions de tungstates des précipités composés d'acide tungstique, de la base qui était combinée avec lui et de l'acide employé. Il n'y a que trois tungstates solubles, ce sont ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque. Les tungstates des deux premiers ordres sont incolores; la plupart des autres sont diversement colorés. On ne connaît que deux tungstates naturels, celui de chaux, et celui de fer et de manganèse. Les tungstates solubles se préparent directement en traitant l'acide par l'eau et les bases sous l'influence de la chaleur; les autres s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Dans les tungstates

le quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 3, et à la quantité d'acide comme 1 est à 15,075. Les tungstates sont sans usages.

978. *Tungstate de Chaux.* Ce sel insoluble se rencontre dans la nature presque toujours cristallisé en octaèdres translucides d'un blanc jaunâtre; on le trouve en Suède, en Saxe et en Bohême; il portait autrefois le nom de *Schéelin calcaire.*

979. *Tungstate de Fer et de Manganèse.* Cette substance, connue sous le nom de *Wolfram* ou de *Schéelin ferrugineux*, est noire, lamellaire, possède l'éclat métallique; elle affecte souvent la forme d'un prisme à quatre faces; elle est bien plus commune que le tungstate de chaux; on la trouve à *Puy-les-Mines*, département de la Haute-Vienne, en Bohême, en Saxe et en Cornouailles.

980. *Tungstate de Potasse.* Ce sel est très-soluble, cristallise difficilement; s'obtient en traitant l'acide tungstique par une dissolution de potasse.

981. *Tungstate d'Ammoniaque*, très-soluble, cristallise tantôt en aiguilles, tantôt en écailles; s'obtient en combinant l'acide tungstique avec l'ammoniaque.

CHAPITRE XIV.

Sels Oxigénés à base de Colombium.

982. Ces sels sont très-peu connus, on sait seulement que l'acide colombique se combine avec la potasse et la soude, mais point avec l'ammoniaque. Le colombate de potasse s'obtient en faisant bouillir une dissolution de potasse avec l'acide. Ce sel est peu soluble, cristallise en lames; l'acide colombique est précipité de sa combinaison avec la potasse par presque tous les acides.

983. Les deutoxides et tridoxides d'antimoine se combinent avec la plupart des autres oxides métalliques, et M. Berzélius a donné à ces composés les noms d'*Antimoniates* et d'*Antimonites.* Les antimoniates et les antimonites de soude, de potasse et d'ammoniaque, sont solubles; tous les autres sont insolubles : les premiers s'obtiennent directement, les derniers, par la voie des doubles décompositions; aucun n'est employé dans les arts et ne se trouve dans la nature; ceux des derniers ordres présentent un phénomène bien singulier : calcinés dans un creuset de platine, ils s'embrasent et produisent tous les phénomènes d'une vive combustion, quoique cependant il n'y ait aucune absorption d'oxigène; M. Berzélius pense que cette émission de lumière est due à une combinaison plus interne. Dans les antimoniates, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide comme 1 est à 5, et à la quantité d'acide comme 1 est à 21,132.

RÉSUMÉ DES CHAPITRES X, XI, XII, XIII, XIV.

Des Arséniates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Soumis à l'action de la chaleur, tous les arséniates dont les bases sont irréductibles éprouvent la fusion ignée; tous les autres se décomposent. Le charbon décompose tous les arséniates. Trois arséniates seulement sont solubles, ce sont ceux à base de soude, de potasse et d'ammoniaque; les arséniates insolubles sont solubles dans presque tous les acides forts. On trouve quatre arséniates dans la nature : ceux de fer, de deutoxide de cuivre et de protoxide de cobalt et de nickel. Les arséniates insolubles se forment par la voie des doubles décompositions; ceux de soude et de potasse s'obtiennent en calcinant un mélange de deutoxide d'arsenic et de nitrate de soude ou de potasse. Dans les arséniates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide : à celle de l'acide : : 2 : 5, et à la quantité d'acide : : 1 : 7,204.

L'arséniate neutre de potasse est déliquescent et incristallisable, et l'arséniate acide cristallise facilement. Les arséniates de soude jouissent de propriétés opposées.

Arsénites.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Les arsénites alcalins, soumis à l'action de la chaleur, se transforment en partie en arséniates; tous les autres laissent dégager l'acide; les acides puissans décomposent tous les arsénites. Il y a trois arsénites solubles; ce sont ceux à base de soude, de potasse et d'ammoniaque. On ne trouve dans la nature qu'un seul arsénite; c'est celui de plomb. Les arsénites solubles s'obtiennent en faisant bouillir la base sur un excès de deutoxide d'arsenic; les autres, par la voie des doubles décompositions. Dans les arsénites neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide : celle de l'oxide : : 1 : à 3, et à la quantité d'acide : : 1 : 12,407. Le sous-arsénite de plomb contient deux fois plus de base que l'arsénite neutre. Un seul arsénite est employé dans les arts, c'est celui de cuivre (*Vert de Schéele*). On l'obtient en versant de l'arsénite acide de potasse dans du sulfate de cuivre en dissolution.

Molybdates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Le charbon réduit tous les molybdates. Trois molybdates sont très-solubles, ce sont ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque. Les acides puissans précipitent l'acide molybdique de tous les molybdates en dissolution. On ne connaît qu'un seul molybdate naturel; celui de plomb. Les molybdates solubles se préparent directement, et les autres par la voie des doubles décompositions. Dans les molybdates naturels, la quantité d'oxigène de l'oxide : celle de l'acide : : 1 : 3, et à la quantité d'acide : : 1 : 8,969.

Chromates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Le chromates alcalins paraissent être indécomposables par la chaleur : l'acide de tous les autres est réduit à la chaleur rouge. Le charbon les décompose tous Sept chromates sont solubles; ce sont ceux de 2me ordre, excepté celui de barite, et les chromates de nickel et de cobalt. Les acides puissans décomposent tous les chromates en s'empa-

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	rant de leur base ; l'acide hydro-chlorique décompose l'acide en partie. On ne trouve dans la nature que le chromate de plomb. Les chromates de soude et de potasse s'obtiennent en calcinant la mine de chrome avec du nitrate de soude ou de potasse, lavant le résidu, saturant l'excès d'alcali par l'acide acétique et faisant cristalliser. Les autres chromates alcalins solubles s'obtiennent en faisant bouillir les alcalis en dissolution sur du chromate de plomb ; enfin, les chromates insolubles s'obtiennent par les doubles décompositions. Dans les chromates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide :: 1 : 3, et à la quantité d'acide : : 1 : 6,518 On emploie en peinture le chromate de plomb. Ce sel, d'un jaune très-brillant, s'obtient en versant de l'acétate de plomb dans du chromate de potasse.

Tungstates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Les tungstates des cinq premiers ordres sont indécomposables par la chaleur ; tous sont indécomposables par le charbon. Trois seulement sont solubles dans l'eau, savoir : ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque. Les acides puissans décomposent tous les tungstates : la décomposition est complète à l'aide de la chaleur. On trouve dans la nature deux tungstates ; celui de chaux et celui de fer et de manganèse (*Wolfram*). Les tungstates solubles s'obtiennent directement, on se procure les autres par la voie des doubles décompositions. Les tungstates sont sans usages. Dans ces sels, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide : : 1 : 3, et à la quantité d'acide : : 1 : 13,075

Colombates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Sels peu connus ; s'obtiennent comme les tungstates ; paraissent jouir des mêmes propriétés. L'acide colombique ne paraît point se combiner avec l'ammoniaque.

Antimoniates et Antimonites.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Trois seulement sont solubles, savoir : ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque. Ils sont décomposables par tous les acides forts. Ceux qui sont solubles s'obtiennent directement, les autres par la voie des doubles décompositions ; ceux des quatre dernières sections s'embrasent à une température élevée. Dans les antimoniates la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide : : 1 : 5, et à la quantité d'acide : : 1 : 21,132. Ces sels sont sans usages, et aucun n'existe dans la nature.

IIme SECTION.

Sels dont l'Acide est Hydrogéné.

CHAPITRE XV.

Des Hydro-chlorates neutres et des Chlorures.

984. Soumis à l'action de la chaleur, les hydro-chlorates du premier ordre laissent dégager l'acide ; la plupart des autres donnent de l'eau et un chlorure métallique, et il en est quelques-uns, comme ceux de chrome, d'argent et d'or, qui donnent de l'eau, du chlore et le métal. On ne connaît point d'une manière précise l'action des combustibles sur les hydro-chlorates. Tous les hydro-chlorates sont solubles dans l'eau, excepté ceux d'antimoine, de bismuth et de tellure; ceux-ci même ne sont insolubles qu'autant que l'eau est en grande quantité : elle s'empare de l'acide et forme un précipité de sous-hydro-chlorate ou d'oxide et de chlorure. L'ordre d'affinité des bases pour l'acide hydro-chlorique, par l'intermède de l'eau, est le suivant : potasse, soude, barite, strontiane, chaux, magnésie, ammoniaque, etc. Les acides sulfurique, arsénique, phosphorique et nitrique, décomposent tous les hydro-chlorates à la température ordinaire ou à une température élevée; l'acide borique les décompose à la chaleur rouge.

On ne trouve dans la nature que cinq hydro-chlorates : ceux de soude, de potasse, de magnésie, de chaux et d'ammoniaque.

Nous avons dit que plusieurs hydro-chlorates se transformaient en chlorures par la calcination ; un grand nombre éprouvent cette transformation par le seul effet de la cristallisation ou d'une simple dessiccation, et réciproquement les chlorures passent toujours à l'état d'hydro-chlorates en se dissolvant dans l'eau. On conçoit, d'après cela, comme nous l'avons annoncé (365), qu'il est impossible de séparer l'étude des hydro-chlorates de celle des chlorures.

985. Les hydro-chlorates se préparent par cinq procédés différens : 1° en traitant le métal par l'acide hydro-chlorique liquide, le métal s'oxide par l'oxigène de l'eau décomposée, et il se dégage de l'hydrogène : on obtient ainsi les hydro-chlorates du 3° ordre ; 2° en traitant le métal par l'eau régale, le métal s'oxide aux dépens de l'oxigène de l'acide nitrique : on prépare ainsi les hydro-chlorates d'étain, d'antimoine, de bismuth, d'or, de platine et de palladium ; 3° en traitant un oxide sulfuré ou un sulfure métallique par l'acide hydro-chlorique : on prépare par ce moyen les hydro-chlorates de barite et de strontiane ; 4° en traitant l'oxide ou le carbonate par l'acide hydro-chlorique : tous les hydro-chlorates peuvent être obtenus par ce procédé ; 5° en dissolvant les chlorures dans l'eau : ce procédé est applicable à tous les hydro-chlorates des six derniers ordres.

986. On obtient les chlorures par trois procédés : 1° en faisant cristalliser, dessécher ou calciner les hydro-chlorates; l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de l'oxide forment de l'eau, et le chlore se combine avec le métal : ce procédé est applicable à tous les chlorures des six derniers ordres ; 2° en faisant passer un courant de chlore sur le métal en fusion ou incandescent ; 3° ceux d'argent, de mercure et de plomb, dont les deux premiers sont insolubles et le dernier très-peu soluble, peuvent s'obtenir par la voie des doubles décompositions ; 4° on prépare ceux de barium et de strontium par la décomposition réciproque à chaud du sulfate de barite et de strontiane et de l'hydro-chlorate de chaux ; 5° les chlorures volatils, savoir, ceux de mercure, le proto-chlorure d'antimoine, le deuto-chlorure d'étain, peuvent s'obtenir en chauffant ces métaux avec le deuto-chlorure de mercure.

987. La composition des hydro-chlorates se déduit facilement de la décomposition des chlorures par l'eau. En effet, lorsque l'on met un chlorure dans l'eau, cette dernière est décomposée et aucune portion des gaz provenant de cette décomposition ne se dégage ; par conséquent, tout l'oxigène de l'eau se combine avec le métal, et tout l'hydrogène avec le chlore ; mais comme l'eau est composée d'un volume d'oxigène et de deux volumes d'hydrogène, et qu'un volume de chlore se combine avec un volume d'hydrogène pour former l'acide hydro-chlorique, il en résulte que

dans les hydro-chlorates, le volume d'oxigène de l'oxide est au volume de l'acide comme 1 est à 4, ou en poids comme 1 est à 4,526. La composition des chlorures se déduit facilement de celle des hydro-chlorates.

988. On n'emploie dans les arts que les hydro-chlorates ou les chlorures de chaux, de barite, de soude, d'étain, d'antimoine, de bismuth et d'or.

989. *Hydro-chlorate de Zircone.* Sel acide, blanc, très-soluble, très-astringent; desséché et mis en contact avec l'eau, il abandonne une partie de sa base; s'obtient en traitant la zircone en gelée par l'acide hydro-chlorique. L'acide sulfurique précipite un sulfate, et le carbonate d'ammoniaque un carbonate.

990. *Hydro-chlorate de Thorine.* Très-soluble, blanc, astringent, incristallisable; évaporée à une basse température, la dissolution de ce sel se transforme en une masse sirupeuse, qui, séchée, abandonne la plus grande partie de son acide et prend l'aspect de l'émail blanc; à la température de l'ébullition, la dissolution d'hydro-chlorate de thorine laisse déposer la plus grande partie de sa base sous la forme d'une gelée translucide; s'obtient en dissolvant la thorine ou son carbonate dans l'acide hydro-chlorique.

991. *Hydro-chlorate d'Alumine.* Sel acide, très-soluble, incristallisable, astringent; se prend par l'évaporation en une masse gélatineuse; s'obtient en traitant l'alumine en gelée par l'acide hydro-chlorique.

992. *Hydro-chlorate d'Yttria.* Sel acide, très-soluble, déliquescent, incristallisable, sucré; se prend en gelée par l'évaporation; s'obtient en traitant l'yttria ou son carbonate par l'acide hydro-chlorique. L'acide sulfurique et le carbonate d'ammoniaque agissent sur lui comme sur le nitrate.

993. *Hydro-chlorate de Glucine.* Acide, très-soluble, cristallisable, sucré; s'obtient comme les précédens. Le carbonate d'ammoniaque ainsi que la soude et la potasse agissent sur lui comme sur le nitrate.

994. *Hydro-chlorate de Magnésie.* Ce sel, très-amer, est soluble, déliquescent, difficilement cristallisable; par la dessiccation, l'acide se dégage. Ce sel se trouve dans les eaux de quelques sources salées et dans les matériaux salpêtrés. Le chlorure de magnesium peut s'obtenir en faisant passer un courant de chlore sec sur la magnésie, renfermée dans un tube de porcelaine incandescent.

995. *Hydro-chlorate de Barite.* Ce sel est vénéneux, âcre, piquant; l'eau à la température ordinaire en dissout le tiers de son poids et 0,6 à la température de 100°; par l'évaporation il passe à l'état de chlorure, qui cristallise en prismes anhydres, ou du moins qui ne renferment que

de l'eau interposée. La dissolution concentrée de ce sel est précipitée à l'état de chlorure par l'acide hydro-chlorique, à raison de l'affinité de ce dernier pour l'eau. On l'obtient comme le nitrate, en traitant le sulfure par l'acide hydro-chlorique, ou en calcinant un mélange de parties égales de sulfate de barite et d'hydro-chlorate de chaux : il en résulte du sulfate de chaux et de l'hydro-chlorate de barite que l'on sépare par l'eau bouillante : un trop long séjour de ce liquide sur le mélange ferait repasser l'hydro-chlorate de barite à l'état de sulfate. Ce sel est employé en médecine contre les scrophules, et dans les laboratoires pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné.

996. *Hydro-chlorate de Strontiane.* Blanc, âcre ; l'eau à la température ordinaire en dissout le tiers de son poids, et les $^{4}/_{5}$ à celles de 100°. Il cristallise en prismes hexaèdres qui colorent en pourpre la flamme des corps combustibles. On l'obtient comme celui de barite. Par la calcination, il passe à l'état de chlorure.

997. *Hydro-chlorate de chaux.* Piquant, amer, déliquescent, soluble dans le quart de son poids d'eau à 15°, et beaucoup plus à une température plus élevée ; cristallise en prismes de 6 pans qui éprouvent la fusion aqueuse et la fusion ignée, et se transforment alors en chlorure de calcium qui, refroidi et frotté dans l'obcurité, devient lumineux (1). C'est de cette propriété et du nom du chimiste qui l'a observée le premier, que lui est venu le nom de Phosphore de Homberg. Ce sel existe dans les matériaux salpêtrés et dans quelques sources salées. On l'obtient en traitant la chaux ou son carbonate par l'acide hydro-chlorique ; on en forme beaucoup dans la fabrication de l'ammoniaque. Une dissolution concentrée d'hydro-chlorate de chaux se prend presque en masse lorsqu'on y verse de l'acide sulfurique concentré ou une dissolution de potasse, à cause de la grande quantité d'eau qu'absorbe le sulfate de chaux ou la chaux. Ce sel est employé en médecine, dans la fabrication de l'acide tartarique et dans les laboratoires. Il paraît qu'en dissolution dans une grande quantité d'eau, il forme un excellent stimulant pour la végétation.

(1) Il faut bien distinguer ce chlorure métallique du chlorure d'oxide décrit (538).

998. *Hydro-chlorate de Soude.* Ce sel a une saveur franche qui plaît à l'homme et à la plupart des animaux. Il doit être regardé comme un chlorure lorsqu'il est solide, et comme un hydro-chlorate lorsqu'il est en dissolution dans l'eau. Le chlorure de sodium cristallise en cubes qui ne renferment que de l'eau interposée ; soumis à l'action de la chaleur, il décrépite, et éprouve la fusion aqueuse à une haute température. L'eau à 13°,89 en dissout 0,358, et à 109°,38, 0,4038 ; ainsi, il n'est presque pas plus soluble à chaud qu'à froid. Le sel marin est décomposé par les oxides de plomb et d'argent en suspension dans l'eau bouillante. Le sel marin est très-répandu dans la nature : on le rencontre à l'état solide (*sel gemme*) et en dissolution.

Le sel gemme se trouve en Pologne et en Hongrie, à une profondeur de plus de 150 mètres et sur une étendue de près de 200 lieues sur près de 40 de largeur ; dans presque toutes les parties de l'Allemagne ; en Angleterre, dans le comté de Chester ; en Catalogne, dans la Castille ; dans plusieurs provinces Russes, au Pérou, et dans plusieurs parties de l'Asie et de l'Afrique. L'Italie, la Suède et la Norwège ne possèdent point de mine de sel gemme. On en a découvert une très-riche en France, près de Vic, département de la Meurthe. Ces mines sont tantôt à de grandes profondeurs, comme celles de Pologne, tantôt à la surface du sol, comme celles de Catalogne, quelquefois à des hauteurs considérables, comme celles des Cordilières ; le sel gemme est ordinairement accompagné de sulfate de chaux, d'argile, de sable et de carbonate de chaux ; souvent il est coloré par des oxides métalliques.

Le sel marin en dissolution se rencontre dans presque toutes les eaux : quelques-unes en contiennent une grande quantité, telles sont celles de la mer, des lacs sans écoulement, et de certaines sources salées de l'intérieur des continens. Les sources salées les plus importantes sont celles de Salins et de Montmorot, dans le département du Jura ; celles de Chanteau-Salins et de Dieuse, dans le département de la Meurthe ; de Sallies, dans les Basses-Pyrénées ; celles de Bex, en Suisse ; et celles de la Sicile et du royaume de Naples. Ces eaux renferment ordinairement, outre le

sel marin, des sulfates de soude, de chaux, de l'hydro-chlorate et du sulfate de magnésie.

L'extraction du sel marin des mines de sel gemme consiste uniquement dans l'extraction du minerai, lorsque celui-ci est suffisamment pur ou que le sel n'est destiné qu'à des usages communs; mais si l'on a besoin de l'obtenir dégagé de toutes substances étrangères, on le purifie en le faisant dissoudre dans l'eau, qu'on fait ensuite évaporer ou par la chaleur ou par une longue exposition à l'air.

Les procédés d'extraction du sel marin des eaux salées varient et suivant le climat et suivant la nature des eaux. C'est ordinairement de la manière suivante qu'on l'extrait des eaux de la mer: sur une plage horizontale et peu élevée au-dessus du niveau de la mer, on pratique de vastes bassins carrés de peu de profondeur, dont le fond et les parois, couverts d'argile battue, retiennent facilement les liquides; on y fait arriver les eaux de la mer ou des étangs salés, au moyen de machines hydrauliques, mues par des machines à vapeurs, par le vent ou des chevaux; on y laisse séjourner les eaux un temps suffisant pour que, concentrées par leur évaporation spontanée, elles aient déposé la majeure partie du sel qu'elles renferment; on évacue les eaux-mères, on remet des eaux neuves, et on réitère cette opération tant que la saison produit une évaporation suffisante. Enfin, on évacue les dernières eaux et on retire le sel marin que l'on rassemble en masses pyramidales sur les bords du salin: ce travail commence ordinairement en avril et se termine en septembre. Le sel ainsi obtenu est quelquefois très-blanc, plus souvent il est coloré par l'argile qui forme le lit des bassins. Ce procédé est employé sur tous les bords de la Méditerranée. Dans le département de la Manche, on suit un autre système d'opération: sur une plage horizontale, qui puisse être baignée par les hautes marées de la nouvelle et pleine lune, on étend une couche de sable: après la retraite des eaux, le sable se sèche, et se couvre d'efflorescences salines; on les recueille, et on s'en sert pour saturer de l'eau de mer, que l'on fait ensuite évaporer au feu. On a aussi quelquefois recours à la congélation pour augmenter la salure de l'eau de mer, soumise à une température de quelques degrés

au-dessous de zéro, elle se divise en deux parties ; l'une, très-peu salée, se congèle, et l'autre, chargée de la presque totalité du sel, reste liquide.

L'extraction du sel des sources salées, dans les climats tempérés, s'effectue de différentes manières. Si les eaux sont très-voisines de la saturation, on les fait immédiatement évaporer dans des chaudières de fer. Mais lorsqu'elles ne sont pas assez chargées de sel, on les concentre par le procédé suivant : sous un hangard, de 3 à 400 mètres de longueur sur 10 à 11 de hauteur et 5 à 6 de largeur, on forme avec des fagots d'épines une masse dont les dimensions diffèrent peu de celles du hangard ; les eaux salées, élevées par des pompes, circulent dans des canaux placés au-dessus des fascines, et s'écoulent à travers par des trous pratiqués dans ces canaux ; cette eau, extrêmement divisée dans son passage, présente une grande surface à l'air, et éprouve une forte évaporation. On remonte les eaux pour les faire tomber de nouveau, et on répète cette opération jusqu'à ce qu'elles aient atteint le degré de concentration nécessaire pour qu'il soit avantageux de terminer l'évaporation par la chaleur. L'appareil que nous venons de décrire porte le nom de *Bâtiment de graduation*. Dans l'évaporation des eaux salées par l'application de la chaleur, il se forme, avant la précipitation du sel marin, un dépôt composé de sulfate double de soude et de chaux, qu'on a soin d'enlever à mesure de sa formation.

Le sel marin a des usages nombreux ; on s'en sert pour assaisonner nos mets ; un grand nombre d'animaux le recherchent avec avidité ; on l'emploie pour conserver les viandes, dans la fabrication de la soude artificielle, du sel ammoniac, du chlore, de l'acide hydro-chlorique, etc.

999. *Hydro-chlorate de Lithine.* Ce sel est blanc, déliquescent, incristallisable, fusible ; s'obtient en traitant la lithine ou son carbonate par l'acide hydro-chlorique.

1000. *Hydro-chlorate de protoxide de Manganèse.* Blanc, déliquescent, cristallisable ; les cristaux, dont la forme n'est pas connue, renferment beaucoup d'eau de cristallisation ; s'obtient en traitant le peroxide de manganèse à chaud par l'acide hydro-chlorique.

L'acide hydro-chlorique s'unit au tritoxide par un contact prolongé ; il en résulte

un sel acide peu étudié : le peroxide et le deutoxide ne se combinent pas avec cet acide.

1001. *Hydro-chlorate de Zinc.* Blanc, déliquescent, difficilement cristallisable ; s'obtient en traitant le métal par l'acide. Ce sel calciné se décompose ; il se dégage de l'eau, de l'acide, et il reste de l'oxide et un chlorure fusible, volatil, d'un aspect gras, connu autrefois sous le nom de *Beurre de Zinc.*

1002. *Hydro-chlorate de Protoxide de Fer.* Ce sel est vert pâle, très-soluble, cristallise facilement ; calciné en vase clos, il se transforme en chlorure ; ce dernier, mis en contact avec l'air et l'eau, passe à l'état d'hydro-chlorate de deutoxide et de tritoxide. On peut également faire le proto-chlorure en faisant passer un courant de chlore sur du fer incandescent.

L'hydro-chlorate de deutoxide est peu connu ; on l'obtient en traitant le deutoxide par l'acide hydro-chlorique.

1003. *Hydro-chlorate de Tritoxide de Fer.* Sel toujours acide, d'un brun jaunâtre, déliquescent ; la chaleur le décompose : il se dégage de l'eau, du chlore, de l'acide hydro-chlorique, du chlorure de protoxide, et il reste du tritoxide pour résidu. Calciné avec de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, il se forme un sublimé jaunâtre, connu sous le nom de *Fleurs martiales*, et qui est probablement composé d'hydro-chlorate d'ammoniaque et de proto-chlorure de fer. L'hydro-chlorate de tritoxide de fer s'obtient en traitant le tritoxide de fer par l'acide hydro-chlorique.

1004. *Hydro-chlorate de Protoxide d'Étain.* Sel blanc, acide, soluble ; cristallise en aiguilles ; en dissolution, il enlève l'oxigène à un grand nombre de corps et passe à l'état de sous-hydro-chlorate ou sous-chlorure de deutoxide. Ainsi il absorbe l'oxigène de l'air, décompose à froid les acides nitreux, nitrique, sulfureux, molybdique, chromique, arsenique : ces trois derniers sont précipités, le premier à l'état d'oxide bleu, le second à l'état d'oxide vert, le troisième à l'état d'oxide blanc. Il réduit les oxides de mercure et ceux du dernier ordre, ramène à l'état de protoxide les oxides de plomb, de cuivre, de manganèse ; il absorbe le chlore, et par la décomposition de l'eau il passe à l'état d'hydro-chlorate de deu-

toxide ; enfin, il enlève l'oxigène et l'acide des hydro-chlorates de cuivre, de mercure et d'or (1) ; le soufre, à l'aide de la chaleur, décompose l'hydro-chlorate de protoxide d'étain ; il se dégage de l'acide hydro-chlorique et du chlore. Ce sel s'obtient en traitant un excès de métal en grenaille par l'acide hydro-chlorique, faisant chauffer jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz hydrogène ; filtrant, faisant évaporer et cristalliser. L'hydro-chlorate du protoxide d'étain est employé dans les fabriques de toiles peintes, pour enlever certaines couleurs ; dans les fabriques de porcelaine, pour obtenir par le proto-sulfate de fer de l'or très-divisé, pour faire le *Précipité pourpre de Cassius*, et comme mordant dans la teinture écarlate.

1005. *Hydro-chlorate de Deutoxide d'Étain.* Ce sel est toujours acide, blanc, déliquescent, cristallise en aiguilles ; soumis à l'action de la chaleur, il se dégage de l'acide hydro-chlorique, de l'eau, du deuto-chlorure, et il se forme un résidu composé de deutoxide ; il ne jouit d'aucune des propriétés chimiques de l'hydro-chlorate de protoxide. Ce sel s'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution d'hydro-chlorate de protoxide ou en traitant le métal par l'eau régale. Ce sel n'est employé que dans les teintures en rouge.

1006. *Deuto-chlorure d'Étain.* Le deuto-chlorure d'étain est liquide, très-volatil, d'une odeur très-forte. Il répand dans l'air des fumées épaisses ; il a une grande affinité pour l'eau, la décompose, en produisant beaucoup de chaleur, et se transforme en hydro-chlorate, qui cristallise ou se dissout, suivant que la quantité d'eau est plus ou moins considérable. Le deuto-chlorure d'étain s'obtient en distillant dans une cornue de verre parties égales de deuto-chlorure de mercure et d'un amalgame formé de trois parties d'étain et d'une de mercure : le chlorure se volatilise à une température élevée et se condense dans un ballon auquel communique le col de la cornue.

1007. *Hydro-chlorate de Cadmium.* Ce sel est blanc, soluble, cristallise en pris-

(1) En versant dans une dissolution d'hydro-chlorate d'étain, de l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure, cè dernier métal se précipite ; en versant de l'hydro-chlorate d'or, il se forme un précipité d'or et de deutoxide d'étain ; enfin, en versant une dissolution d'hydro-chlorate de deutoxide de cuivre, il se forme un précipité de proto-chlorure de cuivre.

mes rectangulaires, qui s'effleurissent à l'air; desséchés, ils perdent leur eau de cristallisation, passent à l'état de chlorure qui se volatilise à une température plus élevée; le chlorure sublimé forme des lames transparentes micacées; fondu et refroidi, il se prend en une masse lamellaire. L'hydro-chlorate de cadmium s'obtient en traitant l'oxide par l'acide hydro-chlorique.

1008. *Hydro-chlorate d'Antimoine.* Liquide, très-acide; se transforme par la chaleur en eau et en chlorure volatil; on l'obtient en traitant le chlorure par l'eau renfermant une petite quantité d'acide hydro-chlorique, ou en traitant à une douce chaleur le sulfure d'antimoine par l'acide hydro-chlorique.

Le proto-chlorure est solide, blanc, translucide, d'une consistance bitureuse, déliquescent, fusible au-dessous de 100°, cristallise en octaèdres par le refroidissement; il est volatil au-dessous de la chaleur rouge. L'eau le transforme en hydro-chlorate. On le désignait autrefois sous le nom de *Beurre d'Antimoine.* On l'obtient par quatre procédés, 1° en distillant un mélange de parties égales d'antimoine et de deuto-chlorure de mercure; 2° en traitant l'antimoine par cinq fois son poids d'eau régale formée d'une partie d'acide nitrique à 32° et de quatre d'acide hydro-chlorique à 22°, et en distillant la liqueur lorsqu'elle a pris une consistance oléagineuse: cette opération est quelquefois difficile à conduire; un excès de chlore rend la sublimation très-lente, et un excès d'acide nitrique produit un précipité d'oxide qui occasionne des soubresauts; 3° en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide hydro-chlorique; on brûle le gaz hydrogène sulfuré qui se dégage, et quand le sulfure d'antimoine est dissout, on fait concentrer, et on distille dès que la matière est devenue oléagineuse; 4° en faisant passer un courant de chlore sur le métal. Ce chlorure est employé en médecine et pour bronzer les canons de fusil.

L'hydro-chlorate de deutoxide est jaune, très-acide, incristallisable; l'eau forme un précipité blanc renfermant beaucoup d'oxide; le feu le décompose en grande partie. On l'obtient en traitant le métal par un excès d'eau régale.

1009. *Hydro-chlorate d'Arsenic.* Liquide, très-acide; par l'évaporation, l'acide se dégage; s'obtient en traitant l'oxide par l'acide, ou en dissolvant le chlorure dans

l'acide hydro-chlorique faible. Le chlorure est liquide, incolore, volatil, répand d'épaisses vapeurs dans l'air ; l'eau précipite l'oxide ; on l'obtient en distillant un mélange d'une partie d'arsenic et de deux parties de deuto-chlorure de mercure, ou en faisant passer un courant de chlore sur l'arsenic. Il est sans usages.

1010. *Hydro-chlorate de Chrome*. Ce sel est vert, très-soluble ; calciné, il donne le métal pour résidu ; on l'obtient en traitant l'hydrate de protoxide par l'acide hydro-chlorique froid, ou le deutoxide et l'acide chromique par cet acide chaud.

1011. *Hydro-chlorate de Molybdène*. Ce sel est très-peu connu ; on l'obtient en faisant bouillir un excès d'acide hydro-chlorique sur l'acide molybdique, et évaporant à siccité.

1012. L'acide hydro-chlorique ne dissout point l'oxide de tungstène. On ne connaît pas l'hydro-chlorate de colombium, on sait seulement que l'acide hydro-chlorique dissout l'acide colombique et que la dissolution, incolore, n'est pas troublée par l'eau.

1013. *Hydro-chlorate de Cobalt*. Sel déliquescent, cristallise difficilement ; en dissolution concentrée, il est bleu, et très-étendu d'eau, il est rose ; cette propriété l'a fait employer comme encre sympathique ; car si on écrit sur du papier avec une dissolution faible de ce sel, les caractères desséchés sont incolores ; mais le papier étant chauffé, la liqueur se concentre et les caractères passent au bleu : si on laisse de nouveau le papier à l'air, les caractères en absorbent l'humidité et disparaissent de nouveau : ce dernier phénomène est beaucoup plus rapide lorsqu'on dirige sur l'écriture l'air humide des poumons. On ajoute ordinairement à l'hydro-chlorate de cobalt une certaine quantité d'hydro-chlorate de fer : les caractères passent au vert par la dessiccation, et les effets sont plus marqués. Ce sel se prépare en traitant l'oxide de cobalt par l'acide hydro-chlorique.

1014. *Hydro-chlorate d'Urane*. L'hydro-chlorate de protoxide n'a point été examiné ; celui de deutoxide est d'un jaune verdâtre, un peu déliquescent, cristallise en prisme aplatis, et s'obtient directement.

1015. *Hydro-chlorate de Cérium*. L'hydro-chlorate de protoxide de cérium est acide, incolore, sucré, ne cristallise que confusément. On l'obtient en traitant la cérite par l'acide hydro-chlorique bouillant ; cette mine étant composée d'oxide de cérium, d'oxide de fer, de silice, de chaux et d'eau, la dissolution acide ne contient que la chaux, les oxides de fer et de cérium : en versant de l'ammoniaque dans cette dissolution filtrée, il ne se déposera que des oxides de fer et de cérium ; on lave ces oxides et on les traite à chaud par une dissolution d'acide oxalique ; il se forme de l'oxalate de fer très-soluble et de l'oxalate de cérium insoluble ; ce dernier, séparé du premier par des lavages et calciné au rouge, donnera le deutoxide de cérium pur ; et en faisant bouillir cet oxide avec de l'acide hydro-chlorique, on obtiendra de l'hydro-chlorate de protoxide. L'hydro-chlorate de deutoxide peut se former en mettant

l'acide et l'oxide en contact à froid ; ce sel, par l'action de la chaleur, dégage de l'eau et du chlore, et se transforme en hydro-chlorate de protoxide.

1016. *Hydro-chlorate de Titane.* Ce sel est acide, d'un blanc jaunâtre, se décompose par l'évaporation en produisant un précipité de sous-hydro-chlorate ou de sous-chlorure ; abandonné à lui-même, il devient laiteux ; un excès d'acide ne le rend pas limpide. L'infusion de noix de galle y produit un précipité rouge orangé, l'hydro-cyanate de potasse un précipité rouge brun, et le zinc le fait passer au violet. Ce sel s'obtient en traitant par l'acide hydro-chlorique l'oxide de titane qui a été calciné avec de la potasse, pour en détruire la cohésion

1017. *Hydro-chlorate de Bismuth.* Ce sel est acide, incolore, cristallise facilement, se décompose par la chaleur ; il se volatilise de l'eau, de l'acide, du chlorure, et on obtient pour résidu de l'oxide presque pur : l'eau le décompose et précipite l'oxide. Ce sel s'obtient en traitant le bismuth par l'eau régale. Le chlorure de bismuth est blanc, solide, fusible au-dessous de la chaleur rouge ; il a alors l'aspect onctueux du beurre, c'est pourquoi on le désignait autrefois sous le nom de *Beurre de Bismuth.* Ce chlorure s'obtient en distillant un mélange de parties égales de bismuth et de deuto-chlorure de mercure.

1018. *Hydro-chlorate de Deutoxide de Cuivre.* Sel acide, bleu verdâtre, très-soluble, déliquescent, cristallise en petites aiguilles ; calciné, il laisse dégager de l'eau, du chlore et passe à l'état de proto-chlorure. On l'obtient en traitant le deutoxide de cuivre par l'acide hydro-chlorique, lorsque l'acide est en excès et concentré, la liqueur est brune ; elle devient verte par l'addition de l'eau, et bleue par la saturation de l'acide.

1019. *Hydro-chlorate de Protoxide.* Ce sel est incolore, absorbe l'oxigène de l'air et passe au bleu ; il décompose l'acide nitrique et passe à l'état d'hydro-chlorate de deutoxide. L'eau précipite un proto-chlorure ; ce sel s'obtient en traitant à froid par l'acide hydro-chlorique un mélange de 120 parties de cuivre très-divisées (provenant de la précipitation d'un sel de cuivre par le fer) et de 100 parties de deutoxide de cuivre ; l'opération est terminée lorsque la liqueur, qui était brune d'abord, est devenue incolore. Le flacon dans lequel se fait l'opération doit être plein et bouché, pour éviter l'action de l'air. Le chlorure de cuivre a été peu examiné : on sait seulement qu'on peut l'obtenir en faisant passer un courant de chlore sur de la tournure de cuivre à 2 ou 300 °.

1020. *Hydro-chlorate de Tellure.* Sel blanc, incolore, acide, cristallise difficilement ; l'eau précipite un sous-hydro-chlorate soluble dans une grande quantité d'eau. On l'obtient en traitant le métal par l'eau régale.

1021. *Hydro-chlorate de Nickel.* Ce sel est vert-pomme, sucré, soluble dans deux parties d'eau à 10 ° ; il ne cristallise que d'une manière confuse. On l'obtient en traitant l'oxide de nickel par l'acide hydro-chlorique.

1022. *Hydro-chlorate de Plomb.* Ce sel est blanc, l'évaporation le transforme en chlorure. On l'obtient en dissolvant ce dernier dans l'eau. Le chlorure est blanc, sucré, astringent, soluble dans trente fois son poids d'eau froide; il cristallise en lames micacées; il est fusible à une température peu élevée et se prend par le refroidissement en une masse grisâtre, que l'on désignait autrefois sous le nom de *Plomb corné*; il est volatil à la chaleur rouge. On l'obtient en traitant à chaud la litharge par l'acide hydro-chlorique étendu, filtrant, faisant évaporer et cristalliser.

1023. *Hydro-chlorate de Deutoxide de Mercure.* Ce sel passant à l'état de deuto-chlorure par la cristallisation ou la dessiccation, et celui-ci, en se dissolvant dans l'eau, devenant un hydro-chlorate, les propriétés de l'hydro-chlorate se déduiront aisément de celles du deuto-chlorure que nous allons faire connaître. Le deuto-chlorure (*Sublimé corrosif*) est blanc, extrêmement vénéneux, volatil à une température inférieure à celle de la chaleur rouge; il cristallise alors en aiguilles prismatiques; le phosphore, à l'aide de la chaleur, le décompose: il se forme du chlorure de phosphore, et le mercure est mis à nu; il est soluble dans vingt fois son poids d'eau froide, et dans trois d'eau bouillante; il cristallise par le refroidissement en aiguilles brillantes, si la liqueur n'est pas saturée, et en masses, si elle l'est. Les oxides alcalins y forment un précipité rouge qui passe au jaune lorsque l'alcali domine. Le précipité rouge est composé de deuto-chlorure et de deutoxide; celui qui est jaune, est un hydrate de deutoxide: l'ammoniaque y forme un précipité blanc composé d'un mélange de deuto-chlorure ammoniacal et d'ammoniure de deutoxide de mercure, tel que la quantité de mercure renfermé dans le chlorure double est égale à celle que renferme l'ammoniure. Ce précipité blanc est décomposé par la chaleur; il en résulte de l'ammoniaque, de l'eau, de l'azote, beaucoup de proto-chlorure et un peu de deuto-chlorure, de mercure et d'oxigène. Lorsqu'on distille parties égales de sel ammoniac et de deuto-chlorure, il se forme un sublimé très-soluble qui est composé de beaucoup de sel ammoniac et de peu de chlorure, et il reste un résidu peu soluble, qui contient au contraire beaucoup de deuto-chlorure; aussi le sel ammoniac rend le deuto-chlorure bien plus soluble. Le deuto-chlorure de mercure se prépare ordinairement par le procédé suivant: on prend cinq parties d'acide sulfurique concentré et quatre parties de mercure, on chauffe le mélange jusqu'à ce qu'il soit réduit à cinq parties; on mêle ensuite ce sulfate avec quatre parties de sel marin et une de peroxide de manganèse; on laisse agir pendant plusieurs jours, ensuite on introduit le mélange dans un matras à fond plat, que l'on place dans un bain de sable jusqu'à la naissance du col; on ferme le matras avec un creuset renversé, et on chauffe. L'excès d'acide sulfurique en agissant sur le manganèse, fait passer à l'état de deuto-sulfate une certaine quantité de proto-sulfate qui s'est formé dans l'action de l'acide sulfurique sur le métal; alors le sel marin et le deuto-sulfate de mercure se décomposant mutuellement, il en

résulte du deuto-chlorure de mercure, qui se sublime et s'attache à la voûte du matras, et du sulfate de soude qui reste au fond avec le manganèse en partie désoxigéné; en opérant sur 1 k, l'opération dure de 15 à 18 heures; lorsqu'elle est terminée, on fait rougir le fond du bain de sable, afin que le sublimé éprouvant un commencement de fusion acquière plus de densité. Le deuto-chlorure de mercure est employé en médecine dans les maladies siphilitiques et pour la conservation des matières animales; ce sel en dissolution leur fait acquérir une grande dureté et les rend complètement imputrescibles.

1024. Le protoxide de mercure ne se combine pas avec l'acide hydro-chlorique, mais il existe un proto-chlorure connu dans le commerce sous le nom de *Mercure doux*, *Calomel*, *Précipité blanc*; il est blanc, insoluble dans l'eau et dans l'acide hydro-chlorique, se dissout dans le chlore et passe à l'état de deuto-chlorure; il est volatil, mais moins que le deuto-chlorure, et devient noir par les alcalis, parce qu'il se forme du protoxide de mercure; il ne se combine point avec le sel ammoniac. Le proto-chlorure de mercure se prépare par trois procédés différens: le premier consiste à verser dans une dissolution de sel marin une dissolution faible de proto-nitrate acide de mercure; le second ne diffère du procédé indiqué pour obtenir le deuto-chlorure, qu'en ce que l'on ne met point de manganèse et que l'on emploie moins d'acide sulfurique; et le dernier consiste à broyer dans un mortier de porcelaine parties égales de mercure et de sublimé corrosif; ce procédé est long et moins économique que les deux autres. Le mercure doux est employé en médecine, principalement dans les maladies siphilitiques; la *Panacée* mercurielle des anciens n'était que du mercure doux, sublimé cinq fois.

1025. L'hydro-chlorate d'osmium est inconnu.

1026. *Chlorure d'Argent.* Il n'existe point d'hydro-chlorate d'argent. Le chlorure d'argent est blanc, complètement insoluble dans l'eau et les acides; il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge, et, par le refroidissement, se prend en une masse compacte ayant la consistance de la corne, et que pour cette raison on désignait autrefois sous le nom d'*Argent corné*. Ce chlorure est soluble dans l'ammoniaque; humide, il est altéré par la lumière et passe au violet; dans cet état, il n'est pas entièrement soluble dans l'ammoniaque. Le chlorure d'argent s'obtient en versant de l'acide hydro-chlorique ou un hydro-chlorate quelconque dans une dissolution de nitrate d'argent. On l'emploie dans les laboratoires pour obtenir de l'argent pur, en le décomposant par un poids égal de potasse à une haute température, ou à froid par l'eau, le zinc et l'acide sulfurique faible; l'hydrogène qui se dégage s'empare du chlore; le zinc se dissout, et l'argent reste au fond du vase en poudre très-fine. Le fer et l'eau réduisent aussi le chlorure d'argent à froid; il se forme un chlorure de fer qui reste en dissolution. Le chlorure d'argent existe dans la nature;

on le trouve en France, à Allemont; en Saxe, à Freyberg; en Siberie, au Hartz, au Pérou, dans les mines du Potosi.

1027. *Hydro-chlorate de Palladium.* Ce sel est rouge brun; à l'état acide, il est très-soluble et incristallisable; par l'évaporation, l'excès d'acide se dégage, il devient fauve et beaucoup moins soluble; on l'obtient en traitant le palladium par l'eau régale. Il forme des sels doubles avec la soude, la potasse et l'ammoniaque; l'hydro-chlorate de palladium et de soude est rouge et très-soluble dans l'eau et l'alcool; l'hydro-chlorate de palladium et de potasse cristallise en tétraèdres qui sont vert clair vus transversalement, et rouges quand on les regarde dans le sens de leur axe; ils sont solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool: ce sel s'obtient en dissolvant le palladium dans cinq parties d'acide hydro-chlorique étendu d'un égal volume d'eau, auquel on ajoute une partie de nitrate de potasse. L'hydro-chlorate de palladium et d'ammoniaque jouit des mêmes propriétés physiques et chimiques que l'hydro-chlorate de palladium et de potasse; la différence caractéristique de ces deux sels consiste en ce que ce dernier laisse précipiter l'oxide de palladium à l'état d'hydrate, par une dissolution chaude de potasse; tandis que le premier, par un excès d'ammoniaque, laisse déposer une matière rose, peu soluble et qui est un sous-sel. L'hydro-chlorate de palladium est réduit par le proto-sulfate de fer et précipité en noir par l'hydro-chlorate de protoxide d'étain.

1028. *Hydro-chlorate de Rhodium.* Le peroxide de rhodium est le seul qui se combine avec les acides; l'hydro-chlorate de rhodium n'a été examiné qu'en combinaison avec les hydro-chlorates de potasse, de soude et d'ammoniaque. Ces sels doubles sont rouges et cristallisables.

1029. *Hydro-chlorate d'Or.* Sel très-soluble, déliquescent; sa dissolution est d'un jaune orangé; par l'évaporation, elle cristallise en prismes quadrangulaires, qui, soumis à l'action de la chaleur, laissent dégager de l'eau, se transforment en chlorure dont la couleur est presque rouge; ensuite il se dégage du chlore, et il se forme un sous-chlorate qui se décompose à une température plus élevée. La dissolution d'hydro-chlorate d'or tache en pourpre toutes les substances végétales et animales. Ce sel est réduit par le phosphore et le charbon, par l'action des rayons solaires ou à la température de 200°; par le gaz hydrogène, l'éther (1), les huiles, à la températore ordinaire; par les métaux des six premiers ordres; par les acides sulfureux, phosphoreux, hypo-phosphoreux: l'or est précipité en une poudre noire,

(1) L'Éther, mis en contact avec l'hydro-chlorate d'or, dissout le métal et se colore en jaune: cette dissolution est souvent employée pour dorer les métaux, et spécialement le fer. Ce procédé consiste à appliquer la dissolution sur le métal, l'éther se vaporise et le métal reste en une couche mince qui par le frottement prend l'éclat de l'or.

à laquelle le frottement donne l'éclat métallique ; enfin, par plusieurs sels, notamment par le proto-sulfate de fer et l'hydro-chlorate de protoxide d'étain ; le premier donne un précipité d'or pur ; celui que produit le dernier est formé d'oxide d'or et d'oxide d'étain (1). Ce précipité, connu sous le nom de *Précipité pourpre de Cassius*, varie dans sa composition et sa teinte suivant que les dissolutions sont plus ou moins concentrées ; les dissolutions étant très-étendues, la teinte du précipité varie du pourpre au violet, suivant l'excès de sel d'étain. Si les dissolutions sont concentrées, le précipité paraît noir et n'est composé que d'or pur.

Un mélange d'acides sulfurique, phosphorique, ou arsenique, et d'une dissolution d'hydro-chlorate d'or, soumis à l'action de la chaleur, laisse précipiter un sous-chlorure d'or, et il se produit un phénomène semblable à celui qui se développe lorsqu'on soumet de l'hydro-chlorate d'or cristallisé à une température de 150°, parce que ces acides retardent l'ébullition de la liqueur au delà de cette température. Le nitrate ou le sulfate d'argent versé dans une dissolution d'hydro-chlorate d'or, donne un précipité de chlorure d'argent et d'oxide d'or, parce que l'or est insoluble dans les acides sulfurique et nitrique faibles. Lorsque l'on verse dans une dissolution d'hydro-chlorate d'or une quantité de potasse insuffisante pour saturer l'acide, la liqueur se colore en rouge brun, il se forme immédiatement à chaud, et au bout de quelques heures à froid, un précipité jaune floconneux, composé d'hydrate d'oxide d'or ; mais si l'un verse d'abord un excès d'alcali, la liqueur prend une teinte verdâtre et ne laisse déposer qu'un faible précipité pulvérulent, noir, et qui est composé d'oxide d'or anhydre et de potasse ; dans ce cas, l'oxide d'or est tenu en dissolution par la potasse ; ce phénomène est dû à ce que l'oxide d'or joue le rôle d'acide par rapport à cette base, et que l'orate, très-alcalin, est soluble.

L'ammoniaque versé dans une dissolution d'hydro-chlorate d'or, y forme instantanément un précipité floconneux jaunâtre, composé d'oxide d'or et d'ammoniaque, qui, recueilli sur un filtre, lavé et séché à une douce chaleur, a la propriété de détoner avec une grande force par une chaleur vive ou par le choc ; les produits de cette décomposition sont de l'eau, de l'azote et de l'or métallique. L'ammoniure d'or présentant beaucoup de danger par la facilité et la force de sa détonation, on n'en prépare qu'une petite quantité à la fois, et on a soin de ne jamais en conserver dans des flacons fermés avec des bouchons de verre, car s'il en restait quelques parcelles dans le goulot, le frottement du bouchon pourrait les enflammer, et faire détoner ce qui se trouverait dans le flacon.

---

(1) M. Proust pense que l'or dans ce précipité est à l'état métallique ; mais il est beaucoup plus probable qu'il est à l'état d'oxide, car une forte décharge électrique donne aux feuilles d'or minces une teinte violette, semblable a celle de certaines variétés du précipité en question.

La magnésie décompose l'hydro-chlorate d'or et précipite le deutoxide à l'état d'hydrate; c'est le meilleur procédé connu pour extraire le deutoxide.

L'hydro-chlorate d'or s'obtient 1° en traitant l'or en feuilles minces par l'eau régale un peu étendue; 2° en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau tenant de l'or en suspension. Ce sel est employé, 1° pour se procurer de l'or dans un grand état de division, en le précipitant par le proto-sulfate de fer; 2° pour former le précipité pourpre de Cassius, qui constitue les teintes roses et violettes que l'on emploie dans la peinture sur porcelaine.

1030. *Hydro-chlorate de Deutoxide de Platine.* Toujours acide, très-soluble, d'un jaune orangé; la chaleur agit sur ce sel comme sur l'hydro-chlorate d'or. L'hydro-chlorate de platine forme des sels doubles avec tous les oxides alcalins; ceux à base de potasse et d'ammoniaque, de chaux, de barite et de strontiane sont insolubles; ce sel est par conséquent un très-bon réactif pour distinguer la soude de la potasse. L'hydro-chlorate de platine n'est point précipité par le proto-sulfate de fer et l'hydro-chlorate de protoxide d'étain; il est décomposé par l'éther, qui le réduit et dissout le métal. Cette dissolution peut être employée pour platiner les métaux, comme on dore au moyen de la dissolution d'or dans l'éther.

L'hydro-chlorate de platine s'obtient en traitant par l'eau régale le platine en mousse qui provient de la calcination de l'hydro-chlorate-ammoniaco de platine, et faisant évaporer et cristalliser.

1031. *Hydro-chlorate d'Iridium.* L'oxide d'iridium ne pouvant pas être obtenu isolé, et le métal n'étant point attaqué par les acides, il est impossible de préparer l'hydro-chlorate simple d'iridium; on ne connaît que les hydro-chlorates doubles d'iridium et d'ammoniaque. L'hydro-chlorate d'iridium et de potasse s'obtient en calcinant le métal avec du nitrate de potasse; il reste dans le creuset une combinaison de potasse, d'oxide d'iridium, et de la potasse libre; on enlève cette dernière par des lavages, et en traitant le résidu par l'acide hydro-chlorique, on obtient le sel double en question. La dissolution de ce sel est bleue; mais par l'ébullition avec le contact de l'air, ou avec l'addition de quelques acides, principalement des acides nitrique ou hydro-chlorique, la teinte de la liqueur passe successivement au vert, au violet, au pourpre et au rouge; on ne connaît point la cause de ce changement, il est probable qu'il provient d'une nouvelle quantité d'oxigène qu'absorbe l'oxide d'iridium. Lorsque l'on neutralise la dissolution bleue par la potasse ou l'ammoniaque, il se forme un précipité bleu, floconneux, soluble dans un excès d'alcali; lorsqu'avant la saturation, on ajoute à la liqueur une dissolution d'alun, le précipité bleu devient plus abondant, mais moins soluble dans les alcalis; la chaux produit le même effet que la potasse et l'ammoniaque, mais le précipité est moins intense. La dissolution rouge, concentrée, se prend en une masse composée de petits octaèdres

d'un rouge très-foncé; cette dissolution précipite, par l'ammoniaque, des cristaux de même couleur, qui sont formés d'hydro-chlorate d'iridium et d'ammoniaque. On conçoit, d'après cela, que lorsque l'hydro-chlorate de platine renferme une certaine quantité d'hydro-chlorate d'iridium, l'hydro-chlorate d'ammoniaque y forme un précipité qui doit tendre vers le rouge foncé, d'autant plus que la quantité du sel d'iridium est plus considérable.

1032. *Hydro-chlorate d'Ammoniaque* (*Sel Ammoniac*). Ce sel, dont la saveur est très-piquante, est blanc, soluble dans trois fois son poids d'eau froide à la température ordinaire, et dans beaucoup moins d'eau bouillante ; une dissolution concentrée à chaud cristallise par le refroidissement en aiguilles qui n'affectent point de formes déterminables ; soumis à l'action de la chaleur, l'hydro-chlorate d'ammoniaque éprouve la fusion aqueuse, se dessèche et se volatilise ensuite. Ce sel est décomposé par tous les oxides et les carbonates du 2me ordre, et par plusieurs métaux, principalement par ceux du 2me et du 3me ordre ; il se dégage de l'ammoniaque, du gaz hydrogène, et il se forme un chlorure métallique ; cette décomposition a lieu avec les métaux alcalins à une température peu élevée, mais avec ceux de l'ordre suivant, elle ne se manifeste qu'à la chaleur rouge. Ce sel, en dissolution dans l'eau, jouit de la propriété de dissoudre une grande quantité d'oxide d'étain.

L'hydro-chlorate d'ammoniaque ne se rencontre qu'en petite quantité dans la nature ; il existe principalement dans les terrains volcaniques. Il se dégage en vapeurs des cratères de l'Étna, du Vesuve, et des nombreuses fumeroles de la Solfatare de Pouzzole. Il paraît qu'on l'a trouvé dans quelques mines de charbon d'Angleterre, dans les eaux de quelques lacs de Toscane ; il existe aussi dans les urines humaines et dans la fiente de quelques animaux, principalement dans celle du chameau. Ce sel s'obtient pour les besoins du commerce par deux procédés différens : le premier, qui s'exécute en Égypte, consiste à recueillir la fiente des chameaux, à la faire sécher au soleil et à la brûler sous des cheminées ; le sel ammoniac se volatilise et se condense avec la suie sur les parois de la cheminée ; on recueille cette suie, on l'introduit dans des ballons de verre d'un pied de diamètre environ, que l'on expose ensuite à l'ac-

tion de la chaleur ; le sel se volatilise contre la paroi supérieure du vase et y forme une couche dense et épaisse, que l'on retire en cassant le ballon, et que l'on livre ensuite au commerce. En Europe, on recueille d'abord le sous-carbonate d'ammoniaque qui se forme par la distillation des matières animales ; on le décompose par le sulfate de chaux, il en résulte du sulfate d'ammoniaque et du sous-carbonate de chaux ; en traitant ensuite à chaud le sulfate d'ammoniaque par le sel marin, il se forme de l'hydro-chlorate d'ammoniaque qui se sublime et que l'on peut purifier, si cela est nécessaire, par une nouvelle sublimation. Nous donnerons plus de détails sur cette fabrication dans la Chimie Animale.

Le sel ammoniac est employé pour décaper les métaux, et principalement le cuivre destiné à être étamé; quelquefois aussi en médecine, en teinture ; on s'en sert pour obtenir l'ammoniaque, le carbonate d'ammoniaque et pour extraire le platine.

Il paraît qu'il n'existe point de sous-hydro-chlorate, car les précipités insolubles que l'on pourrait désigner ainsi doivent être regardés comme des sous-chlorures ou des chlorures mêlés d'oxide. On ne connaît point non plus d'hydro-chlorates acides que l'on ne puisse pas regarder comme de simples mélanges d'acide et d'hydro-chlorate neutres.

CHAPITRE XVI.

Sels dont l'Acide Hydrogéné est à base de Soufre.

1033. L'acide hydro-sulfurique, l'hydrure de soufre ou soufre hydrogéné, se combinent tous deux avec plusieurs oxides métalliques, et forment deux classes de sels que nous examinerons successivement sous les noms d'*Hydro-sulfates* et de *Sulfures hydrogénés*. Indépendamment de ces deux classes, il existe des hydro-sulfates sulfurés, qui ne renferment point assez de soufre pour être considérés comme des sulfures hydrogénés : nous les examinerons à part.

§ Ier.

Des Hydro-Sulfates.

1034. L'acide hydro-sulfurique se combine avec certains oxides, réduit plusieurs autres à un moindre degré d'oxigénation, et désoxigène complètement tous les autres.

Les oxides avec lesquels l'acide hydro-sulfurique se combine, sont, dans le premier ordre, ceux de glucinium, d'yttrium et de magnésie; tous ceux du deuxième, les protoxides du troisième ordre, excepté celui de cadmium et le protoxide d'antimoine du cinquième. Les oxides qui peuvent être ramenés à un moindre degré d'oxigénation, sont les deutoxides et peroxides des mêmes métaux. Enfin, tous les autres oxides sont complètement réduits par l'acide hydro-sulfurique.

Les hydro-sulfates terreux et alcalins, c'est-à-dire ceux des 1er et 2me ordres, sont solubles dans l'eau; les autres sont insolubles; les premiers et celui de zinc sont blancs, les derniers sont diversement colorés; celui de fer est noir, celui de manganèse est brun marron, celui d'étain est d'un jaune brunâtre clair.

Soumis à l'action de la chaleur, les hydro-sulfates sont tous décomposés; ceux du premier ordre, à une température peu élevée, laissent dégager l'acide; ceux du 2me laissent dégager de l'eau, de l'acide et donnent pour résidu un sulfure métallique et un oxide sulfuré; les autres se transforment en eau et en sulfures métalliques: si dans ces derniers l'oxide était en excès, il se formerait de l'acide sulfureux et une partie du métal serait mis à nu. Ces dernières décompositions, pour être complètes, exigent une température élevée. Les hydro-sulfates solubles, mis en contact avec le soufre à la température de l'ébullition, en dissolvent une certaine quantité et laissent dégager une partie de leur acide; la quantité de ces derniers est proportionnelle à la quantité de soufre absorbé; si les hydro-sulfates sont avec excès de base, il ne se dégage que peu ou point d'acide; la combinaison triple qui paraît se former, avait reçu le nom d'*Hydro-sulfate sulfuré*; mais lorqu'elle est saturée de soufre, il est infiniment probable qu'elle est une combinaison binaire de soufre hydrogéné et d'oxide; aussi on l'a depuis considérée comme un *Sulfure hydrogéné*, et on a conservé, comme nous l'avons déjà dit, le nom d'*Hydro-sulfures sulfurés* aux hydro-sulfates qui ne sont point saturés de soufre, et que l'on peut envisager comme des mélanges d'hydro-sulfates et de sulfures hydrogénés. Le chlore et l'iode décomposent instantanément les hydro-sulfates; il se forme des acides hydro-chloriques ou hydriodiques et un dépôt de soufre. Les hydro-sulfates solubles et en dissolution mis en contact avec l'air, se décomposent; il se forme d'abord de l'eau et un hydro-sulfate sulfuré jaune, et ensuite un hypo-sulfite incolore. Ainsi par l'action de l'air, la liqueur, d'abord incolore, devient jaune et se décolore ensuite, et l'oxigène se combine d'abord avec une partie de l'hydrogène, et enfin avec les dernières portions de ce corps et avec le soufre. On peut facilement vérifier ces faits sur un morceau de papier trempé dans une dissolution d'hydro-sulfate; les changemens de couleurs s'opèrent dans peu d'instans. Si l'hydro-sulfate était sec, la décomposition aurait encore lieu, mais elle serait beaucoup plus lente. Les hydro-sulfates insolubles se décomposent aussi à l'air; celui de fer donne du soufre et du tritoxide; on ne connaît

point les produits des autres. Les oxides qui ne peuvent point se combiner avec l'acide hydro-sulfurique décomposent les hydro-sulfates à l'aide de la chaleur, se transforment en sulfure ou en oxide moins oxigéné, forment de l'eau et un hypo-sulfite de la base de l'hydro-sulfate, et une partie de cette base est mise à nu, du moins c'est ce qui semble devoir se conclure des deux faits suivans. Lorsque l'on fait bouillir de l'hydro-sulfate de barite avec de l'oxide de cuivre, on obtient un sulfure de cuivre, un hypo-sulfite de barite qui se précipite et la liqueur ne retient que de la barite avec une petite quantité d'hypo-sulfite; lorsque l'on fait chauffer l'hydro-sulfate de potasse avec le peroxide de manganèse, il se forme d'abord un hydro-sulfate sulfuré, puis un hypo-sulfite et un protoxide de manganèse. Tous les acides, excepté l'acide carbonique, décomposent les hydro-sulfates solubles; l'acide sulfureux, en se décomposant lui-même, forme de l'eau et un hypo-sulfite; il est probable que les acides chlorique et iodique le seraient aussi; tous les autres s'emparent de la base du sel et dégagent l'acide hydro-sulfurique, excepté les acides nitreux et nitrique qui, employés en excès, sont en partie décomposés et produisent de l'eau et du soufre. Les hydro-sulfates insolubles sont plus difficilement attaqués par les acides, et souvent les décompositions ne sont complètes que par l'action de la chaleur. Les hydro-sulfates solubles précipitent toutes les dissolutions salines des cinq derniers ordres. Ces précipités sont des hydro-sulfates pour les dissolutions de manganèse, de zinc, de fer, d'étain et d'antimoine (si dans ces dissolutions le métal n'était pas à l'état de protoxide, il y serait ramené par une partie de l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, et il se formerait un hydro-sulfate plus ou moins sulfuré); ils sont des sulfures métalliques pour toutes les autres dissolutions salines, excepté pour celles de zircone et d'alumine, qui ne sont formés que de ces bases pures. Ces précipités peuvent être mêlés aux sels insolubles que peut former la base de l'hydro-sulfate avec l'acide de la dissolution métallique, lorsque l'hydro-sulfate est à base autre que la soude, la potasse et l'ammoniaque; mais comme tous les sels que forment ces dernières bases sont solubles dans l'eau, en employant des hydro-sulfates de soude, de potasse, ou d'ammoniaque, les précipités seront uniquement des sulfures ou des hydro-sulfates.

Tableau des Couleurs des Précipités que forment les Hydro-sulfates de Soude, de Potasse et d'Ammoniaque dans les diverses dissolutions salines.

SELS.	COULEURS DES PRÉCIPITÉS.	SELS.	COULEURS DES PRÉCIPITÉS.
De Zircone..........	Blanc (Zircone).	D'Urane..............	Brun.
D'Alumine....	Blanc (Alumine).	De Cérium...........	Brun.
De Glucine et d'Yttria.	Point de Précipité.	De Cobalt............	Noir.
Du 2me Ordre	Point de Précipité.	De Titane............	Vert bouteille.
De Manganèse........	Blanc sale.	De Bismuth..........	Noir.
De Zinc..............	Blanc.	De Cuivre...........	Noir.
De Fer...............	Noir.	De Tellure...........	Noir.
De Protoxide d'Etain..	Chocolat.	De Nickel............	Noir.
De Deutoxide d'Etain.	Jaune.	De Plomb............	Noir.
De Cadmium..........	Jaune.	De Mercure..........	Brun noir.
D'Arsenic............	Jaune.	D'Argent............	Noir.
De Molybdène........	Brun rougeâtre.	De Palladium........	Noir.
De Chrome..........	Vert.	De Platine...........	Noir.
De Colombium.......	Chocolat.	D'Or................	Noir.
D'Antimoine	Orangé.		

1035. Aucun hydro-sulfate n'existe dans la nature, cependant quelques chimistes prétendent que l'hydro-sulfate de soude se trouve dans certaines eaux minérales, mais ce fait n'est point constaté.

1036. Les hydro-sulfates solubles s'obtiennent en faisant passer un courant d'acide hydro-sulfurique à travers les bases en dissolution ou en suspension dans l'eau ; on se sert ordinairement d'un appareil de Wolff (*fig.* 16) ; on dégage du ballon l'acide hydro-sulfurique par un des procédés indiqués (233), et on met différens alcalis dans les flacons ; si un d'eux est l'ammoniaque, il faut avoir soin de le placer le dernier, et dans tous les cas, de mettre de l'eau de chaux dans l'éprouvette qui termine l'appareil, afin d'absorber les dernières portions de gaz. L'opération est très-longue ; elle dure plusieurs jours, même en n'opérant que sur $0^k,25$ d'oxide : on ne peut la considérer comme terminée, et les dissolutions comme étant saturées, qu'autant que l'acide passe à travers tous les flacons sans se dissoudre sensiblement (1). Les hydro-sulfates insolubles

(1) M. Berthier a fait, sur la préparation de l'acide hydro-sulfurique et des hydro-sulfates neutres, des observations importantes, dont nous allons donner un extrait. On prépare ordinairement l'acide hydro-sulfurique par trois procédés différens : 1° en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide hydro-

s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, à l'exception de celui d'antimoine, attendu que l'eau précipitant l'oxide des sels d'antimoine, le précipité qui se formerait renfermerait de l'oxide libre. Aucun hydro-sulfate n'est employé dans les arts; celui d'antimoine (*Kermès*) est employé en médecine.

1037. La composition des hydro-sulfates se déduit facilement du fait exposé précédemment, que les hydro-sulfates se transforment en sulfures, sans émission d'oxigène ni d'hydrogène. En effet, il en résulte que l'oxigène de l'oxide et l'hydrogène de l'acide se trouvent dans le même rapport que dans l'eau, et comme l'acide hydro-sulfurique

---

chlorique; 2° en traitant le proto-sulfure de fer par le même acide; 3° en traitant par ce même acide ou l'acide sulfurique étendu, un composé formé avec de la limaille de fer, du soufre et de l'eau. Le premier procédé a l'inconvénient d'exiger de l'acide très-concentré et la température de l'ébullition; le second ne dégage le gas que très-lentement, et le dernier donne souvent de l'hydrogène, attendu que le fer n'est jamais totalement attaqué par le soufre, ou parce que la limaille de fer qu'on emploie n'est pas assez fine, ou parce qu'une partie est couverte de rouille. Les procédés que M. Berthier propose de substituer à ceux-là sont: 1° le sulfure de fer et de sodium, obtenu en fondant deux parties de sulfure de fer naturel avec une partie de sous-carbonate de soude desséché. Ce sulfure réduit en poudre absorbe beaucoup d'eau, et les acides sulfurique ou hydro-chlorique faibles en dégagent à froid beaucoup d'acide hydro-sulfurique très-pur. 2° Le sulfure de manganèse obtenu en calcinant le sulfate avec 1/6 de son poids de charbon; l'acide sulfurique faible, à l'aide d'une douce chaleur, le décompose rapidement. On obtient ce sulfate par la combinaison directe du protoxide et de l'acide; quant au protoxide, on le prépare en calcinant, dans une cornue de verre, le peroxide avec un douzième ou un quatorzième de soufre; cette dernière opération peut servir à préparer l'acide sulfureux très-pur. 3° Le sulfure de calcium provenant de la calcination du sulfate avec 0,15 ou 0,20 de charbon, suivant qu'il renferme de l'eau de cristallisation ou qu'il est anhydre. Ce sulfure, traité par l'acide hydro-chlorique, donne 46,8 de son poids d'acide hydro-sulfurique.

Les hydro-sulfates neutres sont longs et difficiles à préparer; car ils ne doivent renfermer ni excès d'alcalis ni acide carbonique, attendu qu'étant employés principalement pour séparer l'alumine et les oxides métalliques de la chaux et de la magnésie qu'ils ne précipitent pas, un léger excès d'alcali, ou une petite quantité d'acide carbonique, occasionnerait de grandes erreurs. (L'hydro-sulfate d'ammoniaque ne présente pas ces difficultés, attendu qu'il suffit que la moitié de l'alcali soit saturée pour que ce sel ne précipite pas la magnésie). Les procédés que M. Berthier indique pour obtenir des hydro-sulfates saturés et exempts d'acide carbonique, sont: 1° de traiter l'hydro-sulfate non saturé par une dissolution concentrée d'hydro-sulfate de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité (on sépare ainsi l'acide carbonique), et de saturer l'excès d'alcali par l'acide acétique, attendu que tous les acétates neutres étant solubles, la présence de l'acétate de potasse dans l'hydro-sulfate ne pourra être préjudiciable dans aucun cas; 2° de calciner un mélange de parties égales de sulfate de potasse et de barite et d'une demi-partie de charbon, ou bien huit parties de sulfate de soude anhydre, dix de sulfate de barite et cinq de charbon. La dissolution des sulfures doubles qui en résultent est formée de deux sous-hydro-sulfates, renfermant chacun la moitié de l'acide nécessaire à sa saturation; par conséquent, en en précipitant la barite par l'acide sulfurique faible, on obtiendra des hydro-sulfates neutres de potasse ou de soude.

renferme un égal volume d'hydrogène (235), on en conclut que dans les hydro-sulfates, le volume de l'oxigène de l'oxide est au volume de l'acide comme 1 est à 2, et, d'après les pesanteurs spécifiques de ces gaz, que le poids de l'oxigène de l'oxide est à celui de l'acide comme 1 est à 2,160.

1038. *Hydro-sulfate de Potasse.* Ce sel est déliquescent, très-soluble; il cristallise cependant en prismes à six pans, terminés par des pyramides à quatre ou à six faces; il se décompose à l'air; par la chaleur, il laisse dégager de l'acide et passe à l'état de sous-sel; on l'obtient directement en faisant passer l'acide à travers une dissolution de potasse.

1039. *Hydro-sulfate de Soude.* Jouit des mêmes propriétés que le précédent, n'en diffère qu'en ce qu'il cristallise plus difficilement.

1040. *Hydro-sulfate de Barite.* Ce sel est blanc, soluble plus à chaud qu'à froid, cristallise facilement en lames, à l'air il éprouve les mêmes changemens que celui de potasse. On l'obtient en traitant par cinq ou six fois son poids d'eau bouillante le sulfure de barite provenant de la calcination du sulfate de barite et du charbon, filtrant à chaud et laissant refroidir; il se forme des cristaux de sous-hydro-sulfate, colorés en jaune par l'hydro-sulfate sulfuré qui reste en dissolution; on les purifie en les lavant dans une petite quantité d'eau, et les séchant sur du papier à filtre. Pour avoir ce sel parfaitement neutre, il faudrait le dissoudre dans l'eau et y faire passer un courant d'acide hydro-sulfurique.

1041. *Hydro-sulfate de Strontiane.* Jouit des mêmes propriétés que celui de barite, s'obtient par le même procédé: la seule différence consiste en ce que les cristaux qui se forment dans la dissolution de sulfure contiennent beaucoup de strontiane et peu de sous-hydro-sulfate.

1042. *Hydro-sulfate de Chaux et de Magnésie.* Ces sels sont peu connus: on ne les a encore obtenus qu'en dissolution, en faisant passer un courant d'acide à travers leurs bases en dissolution ou en suspension dans l'eau.

1043. *Hydro-sulfate d'Ammoniaque.* Ce sel est blanc, très-volatil; il cristallise en lames ou en aiguilles; mis en contact avec l'air, il en absorbe l'oxigène, se transforme en hydro-sulfate sulfuré et prend une teinte jaune. Lorsqu'il est avec excès de base, il se dissout facilement dans l'eau en produisant beaucoup de froid. On l'obtient en faisant arriver, par des tubes de verre, dans un flacon sec et entouré de glace, du gaz ammoniac et de l'acide hydro-sulfurique: les gaz se combinent à leur rencontre et le sel se dépose sur les parois du flacon; le goulot du flacon doit recevoir un second tube destiné à porter au dehors la portion d'un des gaz qui serait en excès et qui ne se condenserait pas. Lorsqu'on veut obtenir ce sel en dissolution dans l'eau, et c'est ainsi qu'on l'emploie ordinairement, on se contente de faire passer un courant d'acide hydro-chlorique à travers de l'ammoniaque liquide.

1044. *Hydro-sulfates insolubles.* Les hydro-sulfates insolubles sont, comme nous l'avons dit, au nombre de cinq, savoir : ceux de manganèse, de zinc, de fer, d'étain et d'antimoine : les quatre premiers s'obtiennent par la voie des doubles décompositions, et toutes leurs propriétés ont été décrites dans les considérations générales que nous avons exposées d'abord. Le dernier, connu en médecine sous le nom de *Kermès*, peut s'obtenir par deux procédés différens : le premier consiste à faire passer un courant d'acide hydro-sulfurique dans une dissolution d'hydro-chlorate d'antimoine, l'hydro-sulfure se précipite à mesure de sa formation ; le second consiste à faire bouillir pendant 12 à 15 minutes deux parties de sulfure d'antimoine, une partie de potasse ou de soude caustique à la chaux, ou une quantité équivalente de sous-carbonate de soude ou de potasse avec dix parties d'eau ; on filtre la liqueur chaude, et le kermès se dépose pendant le refroidissement : dans cette opération, l'alcali s'empare d'une portion du soufre du sulfure, l'eau est décomposée, une portion de l'hydrogène s'unit au sulfure alcalin, tandis que l'oxigène et l'autre partie de l'hydrogène se combinent avec l'antimoine et forment le kermès, qui étant très-soluble à chaud dans le sulfure alcalin, ne se dépose que par le refroidissement. Lorsque l'on verse un acide dans la liqueur d'où le kermès s'est séparé, il se forme un précipité orangé, désigné sous le nom de *Soufre doré :* c'est un hydro-sulfate sulfuré d'antimoine. Ce dernier corps résulte évidemment de ce que l'acide sépare en même temps du soufre et du kermès. Le kermès s'altère par sa longue exposition à l'air ; les acides en dégagent l'acide hydro-sulfurique, les alcalis le rendent jaune et le dissolvent. Calciné en vase clos, il se forme de l'eau et de l'acide sulfureux ; par conséquent, le kermès est un sous-hydro-sulfate. Dans ces deux composés, l'antimoine paraît être à l'état de protoxide. D'après M. Fabroni, on obtient de plus beaux produits et en plus grande quantité, en traitant le sulfure d'antimoine par trois ou quatre parties de tartre brut, calcinant au rouge, et se comportant du reste comme dans les autres procédés.

§ II.

Des Sulfures hydrogénés ou des Hydro-sulfates per-sulfurés.

1045. Les mêmes oxides qui se combinent avec l'acide hydro-sulfurique, se combinent aussi avec l'hydrure de soufre ; aucun autre ne jouit de cette propriété : et les mêmes bases qui donnent des hydro-sulfates solubles, forment aussi des sulfures hydrogénés solubles.

Les sulfures hydrogénés solubles sont d'un jaune verdâtre, ils ont une odeur d'acide hydro-sulfurique et une saveur âcre et amère ; ceux qui sont insolubles, sont diver-

sement colorés ; les sulfures hydrogénés de manganèse et de zinc sont d'un blanc jaunâtre, celui d'antimoine est orangé pâle, celui de fer est noir ; ces derniers sont sans odeur et sans saveur ; aucun n'a été obtenu cristallisé.

Mis en contact avec l'air, les sulfures hydrogénés solubles absorbent l'oxigène, laissent précipiter du soufre, se décolorent et se transforment en hypo-sulfites ; si l'alcali était en excès suffisant pour saturer tout l'acide sulfureux qui résulterait de la combustion de la totalité du soufre, il paraît qu'il se formerait un sulfite simple. Le chlore et l'iode agissent sur les sulfures hydrogénés comme sur les hydro-sulfates simples ; le mercure, l'argent, le cuivre et probablement plusieurs autres métaux, s'emparent, à la température ordinaire, d'une portion du soufre des sulfures hydrogénés, passent à l'état de sulfures, et transforment les sulfures hydrogénés en hydro-sulfates peu sulfurés. L'or, suivant quelques chimistes, se dissout dans les sulfures hydrogénés ; c'est probablement en se transformant en sulfure soluble dans les hydro-sulfates sulfurés. L'acide hydro-sulfurique, mis en contact à froid avec les sulfures hydrogénés, précipite du soufre et les transforme en hydro-sulfates plus ou moins sulfurés. Les sulfures hydrogénés sont décomposés par tous les acides, excepté l'acide carbonique (1). Lorsque l'acide employé n'a point d'action sur l'acide hydro-sulfurique, et qu'on y verse successivement le sulfure hydrogéné, il se dégage quelques bulles d'acide hydro-sulfurique, il se produit un faible dépôt de soufre et beaucoup d'hydrure de soufre; mais si on versait l'acide dans le sulfure hydrogéné, il ne se formerait point d'hydrure, parce que ce dernier est décomposé par les sulfures hydrogénés auxquels il cède de l'hydrogène et du soufre dans les proportions nécessaires pour former de l'acide hydro-sulfurique. On conçoit facilement que les acides qui décomposent l'acide hydro-sulfurique ne pourraient point donner d'hydrure de soufre, parce que s'il s'en formait, il serait décomposé. A l'exception de la formation de l'hydrure de soufre, les acides agissent sur les sulfures hydrogénés comme sur les hydro-sulfates. Les sels agissent sur les sulfures hydrogénés comme sur les hydro-sulfates; les produits sont les mêmes, excepté que les sulfures métalliques qui se forment ordinairement sont plus sulfurés.

On ne trouve dans la nature que le sulfure hydrogéné d'ammoniaque avec un grand excès de bases dans les fosses d'aisance.

On prépare les sulfures hydrogénés solubles en faisant bouillir les hydro-sulfates avec un excès de soufre et filtrant après le refroidissement. Celui de barite s'obtient encore par un autre procédé, qui consiste à faire bouillir, dans cinq à six fois son

(1) A la vérité, un courant d'acide carbonique, en passant à travers une dissolution de sulfure de barite et de strontiane, provenant de la calcination du sulfate et du charbon, produit un précipité de carbonate de ces deux bases, mais ce précipité est probablement dû à ce que ces sulfures renferment une certaine quantité de base libre.

poids d'eau, le sulfure de barite qui provient de la décomposition du sulfate par le charbon, mêlé avec le quart de son poids de fleur de soufre; l'eau est décomposée, il se forme un hypo-sulfite insoluble et un sulfure hydrogéné soluble que l'on sépare par la filtration; ce procédé n'est point applicable aux autres sulfures hydrogénés solubles, parce que leurs hypo-sulfites sont solubles. Les sulfures hydrogénés insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions.

1046. *Sulfure hydrogéné d'Ammoniaque.* Ce sel est un liquide d'une consistance oléagineuse, il est d'un rouge brun. La chaleur le décompose en hydro-sulfate sulfuré, qui se volatilise, et en soufre; l'eau le décompose de la même manière; dans l'air, il répand de légères vapeurs blanches. Il agit sur les métaux comme les autres sulfures hydrogénés alcalins, mais un courant d'acide hydro-sulfurique n'en précipite point de soufre; il en dissout un grand volume et devient alors soluble dans l'eau sans précipitation de soufre. Ce sel s'obtient en distillant un mélange de deux parties de sel ammoniac, deux parties de chaux et une de soufre. Il se forme du chlorure de calcium et du sulfite de chaux qui restent dans la cornue, et il se dégage de l'hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque, qui se condense dans un ballon entouré de linges mouillés; le produit de cette distillation est ensuite agité avec un poids égal de soufre pour le saturer complètement. On peut aussi obtenir un hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque en agitant avec du soufre l'hydro-sulfate, mais il n'est jamais aussi sulfuré. L'hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque était désigné autrefois sous le nom de *Liqueur fumante de Boyle.* Il ne répand des vapeurs blanches dans l'air que par la présence de l'oxigène, car il s'en dégage fort peu dans l'hydrogène et l'azote secs ou humides; l'air agit probablement en le ramenant à l'état de sulfure hydrogéné ou peut-être de sulfite. Le sulfure hydrogéné d'ammoniaque peut être employé comme encre sympathique; car si on trace différens caractères sur du papier avec un sel de plomb, et qu'après leur dessiccation complète, on place le papier dans un flacon renfermant quelques gouttes de sulfure hydrogéné d'ammoniaque, les caractères deviennent noirs.

Aucun sulfure hydrogéné n'est employé dans les arts, mais en médecine on fait souvent usage de ceux de potasse, de soude et de chaux; on les dissout dans les eaux de bains pour guérir certaines maladies de la peau : comme il n'est pas nécessaire qu'ils soient purs, on les prépare en faisant bouillir ces bases avec du soufre. On prépare plus souvent ceux de soude et de potasse, au moyen de leur sulfures solides, que l'on désigne sous les noms de *Foie de Soude* ou de *Potasse*, et que l'on obtient en chauffant dans un creuset fermé un mélange de deux parties de soufre et d'une partie de sous-carbonate de soude ou de potasse: ces sulfures coulés, lorsqu'ils sont en fusion, se solidifient par le refroidissement; ils sont d'un jaune verdâtre sale, et dissous dans l'eau, ils se transforment en hypo-sulfites et en sulfures hydrogénés.

Les sulfures hydrogénés n'ont point été encore analysés.

§ III.

Des Hydro-sulfates sulfurés.

1047. Ces sels, comme nous l'avons déjà dit, sont des hydro-sulfates non saturés de soufre ; on doit les regarder comme des mélanges de sulfures hydrogénés et d'hydro-sulfates ; on les obtient en faisant bouillir les hydro-sulfates avec une quantité de soufre insuffisante pour les saturer.

CHAPITRE XVII.

Sels dont l'Acide hydrogéné est à base d'Iode, ou des Hydriodates.

1048. Tous les hydriodates sont solubles ; soumis à l'action de la chaleur, ils se transforment en iodures métalliques. Tous sont décomposés à la température ordinaire par l'acide sulfurique concentré, l'acide nitrique et le chlore ; ces corps s'emparent de l'hydrogène de l'acide, et la liqueur se colore en brun par la séparation de l'iode. Les acides sulfureux, hydro-chlorique et hydro-sulfurique n'ont aucune action sur les hydriodates. Tous ces sels jouissent de la propriété de dissoudre de l'iode ; ils prennent alors une teinte brune et portent le nom d'*Hydriodates iodurés.* Il paraît que l'acide hydriodique ne peut se combiner qu'avec les oxides des 2e et 3e ordres et avec l'oxide de nickel, car lorsque l'on verse une dissolution d'hydriodate de potasse dans toutes les autres dissolutions métalliques, il se forme un précipité composé d'iodure métallique (1) : les précipités qui forment les hydriodates alcalins dans la plupart des autres dissolutions salines, ont des couleurs très-variables ; les sels de bismuth sont précipités en brun marron, ceux de cuivre en gris, ceux de protoxide de mercure en jaune verdâtre, ceux de deutoxide en rouge, ceux d'argent en blanc, (insoluble dans l'ammoniaque).

Les hydriodates alcalins s'obtiennent en traitant les bases par l'eau et l'iode ; il se forme un iodate et un hydriodate que l'on sépare par le moyen que nous avons indi-

(1) On doit peut-être en excepter les dissolutions d'étain et d'antimoine, car les iodures de ces métaux décomposent l'eau, mais le métal est abandonné par l'acide ; par conséquent, il ne peut se former ni iodure ni hydriodate, et s'il se produit un précipité, il sera composé du métal réduit au moins à un plus faible degré d'oxigénation.

qué au chapitre des iodates; ceux du 2e ordre peuvent se préparer en mettant leur iodures en contact avec l'eau ; tous s'obtiennent aussi directement. On ne trouve dans la nature qu'un seul hydriotate, c'est celui de potasse. Il se rencontre dans plusieurs plantes marines, et principalement dans les varecks dont on extrait la soude sur les côtes de Normandie, dans certains mollusques marins, dans les eaux-mères des salins de la Méditerranée, dans plusieurs eaux minérales du Piémont. M. Vauquelin a aussi récemment trouvé l'iode dans des échantillons de mines d'argent provenant du Mexique ; mais il paraît que ce corps était combiné avec l'argent. Les hydriodates sont sans usages.

La composition des hydriodates se déduit très-facilement du fait de la transformation des hydriodates en iodures par l'action de la chaleur. En effet, dans cette transformation il se fait de l'eau, et comme l'eau est composée de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxigène, il s'ensuit nécessairement que dans les hydriodates, le volume d'oxigène de l'oxide est au volume d'hydrogène de l'acide comme 1 : 2, et à celui de l'acide comme 1 : 4 (241), et en multipliant ce rapport par les densités de l'oxigène et de l'acide hydriodique (238) (8) on trouve que dans les hydriodates le rapport en poids de l'oxigène de l'oxide et de l'acide est 1 à 16,09.

1049. *Hydriodate de Potasse.* Blanc, très-soluble, déliquescent, cristallisable ; se transforme par la cristallisation en iodure fusible et volatil à la chaleur rouge.

1050. *Hydriodate de Soude.* Ce sel jouit des mêmes propriétés que celui de potasse, il cristallise en longs primes striés qui renferment beaucoup d'eau de cristallisation et qui sont déliquescent ; ce sel ne paraît se tranformer en iodure que par la dessiccation.

1051. *Hydriodate de Barite.* Ce sel, très-soluble et un peu déliquescent, cristallise en prismes déliés ; l'action prolongée de l'air le transforme en hydriodate ioduré et en carbonate ; par l'action de la chaleur, dans un vase clos, il se forme de l'eau et un iodure métallique ; ce dernier, par le contact de l'air à une température élevée, absorbe l'oxigène, forme un sous-iodure de barite et un dégagement d'iode (1).

1052. *Hydriodate de Strontiane.* Ce sel jouit des mêmes propriétés physiques et chimiques que le précédent.

1053. *Hydriodate de Chaux.* Ce sel est déliquescent, mais cristallisable ; se comporte avec la chaleur comme celui de barite : lorsqu'il a été formé par la combinaison directe de l'eau et de chaux, on peut le dessécher complètement à l'air sans qu'il se décompose, c'est-à-dire, qu'une partie de l'iode se sépare et colore la liqueur ; mais

(1) Cette action de l'acide hydriodique sur la barite peut se démontrer directement, car si l'on fait passer un courant de cet acide sec sur de la barite chaude, cette dernière devient incandescente et il se forme beaucoup d'eau qui se condense contre les parois de l'appareil.

il n'en est point ainsi lorsqu'il a été préparé par l'iode, la chaux et l'eau, attendu que par ce dernier procédé il se forme en même temps de l'hydriodate et de l'iodate de chaux, et que ce dernier sel, en agissant sur le premier, produit l'eau et un précipité d'iode.

1054. *Hydriodate d'Ammoniaque.* Ce sel est blanc, soluble, cristallise en cubes; il est volatil; en vases clos il se sublime sans se décomposer, mais en contact avec l'air, il se transforme en un hydriodate ioduré jaunâtre, que l'on ramène à l'état d'hydriodate simple en l'exposant à l'air; l'iode en excès se volatilise lentement. Ce sel s'obtient ou en mettant en contact le gaz acide hydriodique avec le gaz ammoniac, ou en combinant ces deux substances à l'état liquide, ou enfin en traitant l'iode par l'ammoniaque (116). L'hydriodate d'ammoniaque est formé de volumes égaux d'acide et de base.

1055. *Hydriodate de Magnésie.* Ce sel est déliquescent, difficilement cristallisable; à la chaleur rouge, il abandonne son acide et ne se transforme pas en iodure. Un mélange d'hydriodate et d'iodate, que l'on obtient en traitant la magnésie par l'iode, se décompose par la concentration et laisse précipiter un iodure d'un rouge violacé qui, soumis à l'action de la chaleur, laisse dégager l'iode.

1056. *Hydriodate de Zinc.* Ce sel est déliquescent, incristallisable; s'obtient en traitant le métal par l'eau et l'iode; cet hydriodate est incolore; soumis à l'action de la chaleur en vase clos, il se transforme en iodure qui éprouve la fusion ignée, et se sublime ensuite, mais qui, en contact avec l'air à une température élevée, laisse dégager l'iode et oxider le métal.

CHAPITRE XVIII.

Sels dont l'Acide hydrogéné est à base de Sélénium.

1057. L'acide hydro-sélénique ne se combine qu'avec les oxides des deux premiers ordres et ceux de zinc, de cérium et d'urane; il agit sur les autres comme les acides hydro-sulfurique et hydriodique; il les décompose, forme de l'eau et un séléniure.

Les hydro-séléniates solubles sont ceux de magnésie et du deuxième ordre; leur odeur est analogue à celle des hydro-sulfates; ils sont colorés en rouge orangé foncé; on ne sait pas si cette couleur n'est pas due à un excès de sélénium, et par conséquent si ces sels ne sont pas des hydro-séléniates séléniés; ils forment sur la peau une tache dont la couleur varie du noir au jaune, et que l'eau ne peut enlever. Les hydro-séléniates insolubles sont inodores et de couleur de chair, probablement par un

excès d'iode. L'air décompose tous les hydro-séléniates : ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque, forment de l'eau, et le sélénium est mis en liberté ; les autres forment également de l'eau, mais le sélénium reste uni avec l'oxide. Les hydro-séléniates solubles s'obtiennent en faisant passer un courant d'acide hydro-sélénique à travers les bases en dissolution ou en suspension dans l'eau. Ceux qui sont insolubles s'obtiennent par la voie des doubles décompositions. Ces sels sont sans usages, n'existent jamais dans la nature ; ils n'ont été observés que par Berzélius. Le sélénium, qui n'avait encore été trouvé qu'aux environs de Fallhun, vient d'être découvert par M. Zinken dans le Hartz, formant différentes combinaisons, principalement avec le fer, le cobalt, le plomb et le cuivre.

RÉSUMÉ DES CHAPITRES XV, XVI, XVII, XVIII.

Sels dont l'Acide est hydrogéné.

Hydro-chlorates et Chlorures.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Soumis à l'action de la chaleur, les hydro-chlorates du premier ordre laissent dégager l'acide et donnent l'oxide pour résidu ; ceux de platine, d'or, de chrome et probablement plusieurs autres donnent de l'eau, du chlore et le métal ; les autres laissent dégager de l'eau et se transforment en chlorures. Tous les hydro-chlorates sont solubles, excepté ceux d'antimoine et de bismuth, que l'eau décompose en s'emparant de la plus grande partie de l'acide. La plupart des hydro-chlorates se transforment en chlorures par la cristallisation ou la dessiccation. L'ordre d'affinité des bases est le suivant : potasse, soude, barite, strontiane, chaux, magnésie, ammoniaque. Les acides sulfurique, arsenique, phosphorique, nitrique, décomposent tous les hydro-chlorates. On trouve quatre hydro-chlorates dans la nature, ceux de soude, de potasse, de chaux et de magnésie. Les hydro-chlorates s'obtiennent, 1° en traitant le métal par l'acide hydro-chlorique ; 2° en traitant le métal par l'eau régale ; 3° en traitant les oxides sulfurés ou les sulfures métalliques par l'acide hydro-chlorique ; 4° en traitant les oxides ou les carbonates par l'acide hydro-chlorique ; 5° en dissolvant les chlorures dans l'eau. Les chlorures s'obtiennent, 1° par la cristallisation ou la dessiccation des hydro-chlorates ; 2° par la voie des doubles décompositions ; 3° ceux qui sont volatils peuvent s'obtenir en distillant le métal avec du deuto-chlorure de mercure. Dans les hydro-chlorates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à celle de l'acide :: 1 : 4,526. Les hydro-chlorates ou les chlorures employés dans les arts sont ceux de soude, de chaux, d'étain, d'antimoine, de mercure, d'argent et d'or.

PROPRIÉTÉS
PARTICULIÈRES DES HYDRO-CHLORATES ET DES CHLORURES PRINCIPAUX.

Hydro-chlorate de Barite. Ce sel est un chlorure lorsqu'il est sec, et un hydro-chlorate en dissolution dans l'eau ; on l'obtient en traitant le sulfure de barite par l'acide hydro-chlorique, ou en calcinant un mélange de sulfate de barite et de chlorure de calcium, et séparant le sulfate de chaux par décantation. Employé en médecine et dans les laboratoires comme réactif.

Hydro-chlorate de Chaux. Sel très-soluble, déliquescent, cristallisable, passe à l'état de chlorure métallique par la chaleur ; le chlorure qui a éprouvé la fusion ignée, frotté dans l'obscurité, devient lumineux ; s'obtient directement ; forme le résidu de la fabrication de l'ammoniaque ou du carbonate de cette base. Existe dans les matériaux salpêtrés. Employé en médecine contre les scrophules, dans la fabrication de l'acide tartarique, dans les laboratoires pour dessécher les gaz, et dans les mélanges frigorifiques.

Hydro-chlorate de Potasse. Cristallise en prismes qui décrépitent au feu ; l'eau bouillante en dissout la moitié de son poids. En se dissolvant dans l'eau, il produit beaucoup de froid ; existe en petite quantité dans les végétaux. S'obtient directement.

Hydro-chlorate de Soude. Ce sel, cristallisé ou desséché, est un chlorure métallique ; ses cristaux sont cubiques sans eau de cristallisation ; ils décrépitent fortement au feu ; il n'est presque pas plus soluble à chaud qu'à froid. L'oxide de plomb le décompose par l'intermède de l'eau et de la chaleur. On le trouve dans la nature à l'état solide (*Sel gemme*), et en dissolution dans les eaux de la mer, des lacs sans écoulement et dans un grand nombre de sources salées. L'extraction du sel marin des mines du sel gemme consiste uniquement dans l'extraction du minérai; cependant, lorsqu'il n'est pas suffisamment pur, on le dissout dans l'eau, et on fait évaporer la dissolution. L'extraction du sel marin des eaux salées consiste uniquement dans l'évaporation ; on emploie tantôt l'action du soleil, tantôt l'action de l'air, en divisant les eaux par une chute réitérée à travers des masses de fascines, quelquefois on a recours à la congélation, et souvent à la chaleur provenant des combustibles. Le sel marin est employé pour assaisonner nos mets, pour faire les soudes artificielles, le chlore, etc.

Hydro-chlorate de Protoxide d'Étain. Ce sel est blanc, plus soluble à chaud qu'à froid, cristallise facilement ; s'obtient en traitant l'étain par l'acide hydro-chlorique. Il enlève l'oxigène à un grand nombre de corps. Il est employé dans la fabrication des toiles peintes pour enlever certaines couleurs et pour faire le précipité pourpre de Cassius.

Hydro-chlorate de Deutoxide d'Étain. Ce sel est très-soluble, cristallise en aiguilles, n'absorbe l'oxigène d'aucun corps. S'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution d'hydro-chlorate de protoxide; par la chaleur, il passe en partie à l'état de deuto-chlorure.

Proto-chlorure d'Étain, liqueur fumante de Libavius. Liquide, acide, volatil, très-odorant, produit dans l'air des fumées très-épaisses ; l'eau le transforme en hydro-chlorate de deutoxide. On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sur de l'étain chauffé, ou en distillant un mélange de parties égales de deuto-chlorure de mercure et d'un alliage formé avec trois parties d'étain et une de mercure.

Hydro-chlorate et Chlorure d'Antimoine. L'hydro-chlorate de protoxide s'obtient directement ; il est décomposé par l'eau ; la chaleur la transforme en eau et proto-chlorure. Le proto-chlorure (*Beurre d'Antimoine*) est solide, blanc, d'une consistance butyreuse, fusible,

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES HYDRO-CHLORATES ET DES CHLORURES PRINCIPAUX.

volatil. S'obtient, 1° en faisant passer un courant de chlore sur l'antimoine ; 2° en distillant un mélange d'antimoine et de deuto-chlorure de mercure ; 3° en traitant l'antimoine par l'eau régale, et distillant lorsque la matière décantée est en consistance sirupeuse ; 4° en traitant le sulfure d'antimoine par l'acide hydro-chlorique, et terminant comme dans le dernier procédé.

Hydro-chlorate et Chlorure de Plomb. L'hydro-chlorate passe à l'état de chlorure par la dessiccation. L'hydro-chlorate s'obtient directement ; le chlorure est fusible et volatil.

Hydro-chlorates et Chlorures de Mercure. Il n'existe pas d'hydro-chlorate de protoxide ; le proto-chlorure (*Mercure doux*) est blanc, insoluble. Il s'obtient en précipitant le proto-nitrate par le sel marin. L'hydro-chlorate de deutoxide se transforme en deuto-chlorure (*Sublimé corrosif*) par la cristallisation. Le deuto-chlorure s'obtient en distillant un mélange de deuto-sulfate acide de mercure, de sel marin et de manganèse. Ce sel est employé dans les maladies siphilitiques et pour conserver les matières animales.

Chlorure d'Argent. L'hydro-chlorate de cette base n'existe point ; le chlorure est insoluble, fusible, soluble dans l'ammoniaque, décomposable en partie par la lumière, se forme par le procédé des doubles décompositions. Existe dans la nature.

Hydro-chlorate de Deutoxide d'Or. Jaune, très-soluble ; se transforme en chlorure à une douce chaleur, se réduit à une température élevée ; les corps simples et composés, les acides combustibles, les sels qui peuvent absorber l'oxigène, les huiles, l'éther, etc., réduisent l'hydro-chlorate de deutoxide d'or. Avec l'hydro-chlorate de protoxide d'étain, il se forme un précipité composé d'or et d'oxide d'étain (*précipité pourpre de Cassius*). Avec les alcalis, l'oxide d'or joue le rôle d'acide. On l'obtient en traitant l'or par l'eau régale.

L'Hydro-chlorate de Platine. Jaune, rougeâtre, très-soluble ; avec la potasse, il forme un sel double insoluble, propriété dont ne jouissent pas les autres alcalis ; s'obtient en traitant le métal par l'eau régale.

Des Hydro-sulfates.

L'acide hydro-sulfurique ne se combine qu'avec la magnésie, l'yttria, la glucine, les protoxides des 2e et 3e ordres, l'ammoniaque et le protoxide d'antimoine. Tous les hydro-sulfates sont incolores, excepté celui de fer, qui est noir, celui d'étain, qui est café au lait, et celui d'antimoine, qui est brun rouge ; ceux des 1er et 2e ordres sont solubles. Tous les hydro-sulfates sont décomposables par la chaleur ; celui de magnésie laisse dégager l'acide ; les autres se transforment en sulfures d'oxides ou métalliques. Les hydro-sulfates solubles dissolvent le soufre, laissent dégager de l'acide et se transforment en hydro-sulfates sulfurés, ou en sulfures hydrogénés. Le chlore et l'iode précipitent le soufre et forment des hydro-chlorates ou des hydriodates. Les hydro-sulfates solubles sont décomposables par l'air : il se forme des hydro-sulfates sulfurés et ensuite des hypo-sulfites ; la liqueur se colore en jaune par la première transformation, et se décolore par la seconde. Les hydro-sulfates insolubles absorbent aussi l'oxigène de l'air, mais plus lentement ; celui de fer donne de l'eau, du soufre et du tritoxide. Tous les acides, excepté l'acide carbonique, décomposent les hydro-sulfates. Tous les sels, excepté ceux du 2e ordre et ceux de glucine et de magnésie, sont précipités par les hydro-sulfates de soude, de potasse et d'ammoniaque. Les sels de zircone et d'alumine donnent un précipité de zircone et d'alumine ; ceux du 3e ordre et celui d'antimoine donnent pour précipités des hydro-sulfates ; tous les autres, des sulfures. Les hydro-sulfates solubles s'obtiennent directement, et les autres par la voie des doubles décompositions, excepté celui d'antimoine (*Kermès*), que l'on prépare en faisant bouillir de la soude ou de la potasse sur du sulfure d'antimoine, et filtrant à chaud ; le kermès se dépose par le refroidissement. Le kermès est employé en médecine.

Sulfures Hydrogénés, ou Hydro-sulfates Persulfurés.

Les mêmes oxides qui se combinent avec l'acide hydro-sulfurique, se combinent avec l'hydrure de soufre. Les mêmes bases forment, dans ces deux genres de sels, ceux qui sont solubles et insolubles. Les sulfures hydrogénés solubles sont verdâtres, et ont l'odeur de l'hydrogène sulfuré. Le mercure, l'argent, le cuivre et probablement plusieurs autres métaux s'emparent d'une partie du soufre des sulfures hydrogénés. L'hydrogène sulfuré précipite une partie du soufre. Par l'action de l'air, une partie du soufre se précipite, et il se forme un hypo-sulfite. Les acides décomposent presque tous les sulfures hydrogénés. Lorsque l'on verse un sulfure hydrogéné dans l'acide hydro-chlorique, il en résulte un précipité de soufre et d'hydrure de soufre; en faisant l'expérience en sens contraire, l'hydrure de soufre est décomposé. Les sulfures hydrogénés se comportent avec les sels comme les hydro-sulfates. On ne trouve dans la nature que le sulfure hydrogéné d'ammoniaque; il se forme dans les fosses d'aisance. Les sulfures hydrogénés solubles s'obtiennent en faisant bouillir les hydro-sulfates avec de la fleur de soufre; les autres, par les doubles décompositions. On emploie quelquefois en médecine les sulfures hydrogénés impurs de chaux et de potasse, que l'on obtient en dissolvant les sulfures de ces oxides dans l'eau.

Des Hydro-sulfates Sulfurés.

Ces sels sont des hydro-sulfates qui ne sont point saturés de soufre; on peut toujours les considérer comme des mélanges d'hydro-sulfates et de sulfures hydrogénés; ils se comportent comme tels.

Des Hydriodates.

Tous les hydriodates sont solubles dans l'eau; par la calcination, ils se transforment en iodures métalliques; les acides sulfurique et nitrique concentrés et le chlore les décomposent en précipitant l'iode; tous dissolvent de l'iode et se colorent en rouge brun. Les hydriodates alcalins forment dans presque toutes les dissolutions salines des trois derniers ordres, des précipités qui sont des iodures métalliques. On ne trouve dans la nature que l'hydriodate de potasse dans les eaux-mères des soudes de Varecks, dans certains mollusques marins, dans les eaux de la mer, et dans certaines eaux minérales. Les hydriodates alcalins s'obtiennent en traitant ces bases par l'iode et séparant l'iodate qui se forme en même temps; ceux de zinc, de fer et de manganèse, en traitant par l'eau leurs iodures; les autres se préparent directement. Dans les hydriodates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide :: 1 : 16,07. Aucun hydriodate n'est employé dans les arts.

Des Hydro-séléniates.

L'acide hydro-sélénique se combine avec les oxides alcalins, quelques oxides du 1er ordre et ceux de zinc, de cérium et d'urane; il réduit tous les autres. Les hydro-séléniates solubles sont ceux du 2e ordre, ceux d'ammoniaque et de magnésie; ils sont rouges, et tachent la peau en noir ou en jaune; ceux qui sont insolubles sont d'un rose pâle; les premiers s'obtiennent directement, les derniers par la voie des doubles décompositions. L'air les décompose; ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque laissent précipiter le sélénium; les autres donnent des séléniures métalliques.

IIIme SECTION.

Sels dont l'Acide est irréductible.

CHAPITRE XIX.

Des Fluates.

1058. L'acide fluorique se combine avec la plupart des oxides métalliques. Tous les fluates secs sont indécomposables par la chaleur ; humides, plusieurs sont ramenés à l'état de sous-fluates. Ces phénomènes résultent de ce que l'acide fluorique ne pouvant exister seul, il ne se sépare de ses combinaisons qu'en en formant de nouvelles. L'hydrogène et le bore décomposent probablement plusieurs fluates secs ; A une température élevée, le métal serait réduit, et l'acide se dégagerait en combinaison avec l'eau ou l'acide borique. Le carbone, le phosphore et le soufre, par l'intermède de la vapeur d'eau, doivent aussi décomposer plusieurs fluates et dégager de l'acide fluorique hydraté. On ne connaît que quatre fluates neutres solubles, ce sont ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque et d'argent, tous les autres sont solubles dans un excès d'acide. L'acide borique décompose la plupart des fluates, à l'aide de la chaleur ; il se dégage du gaz fluo-borique, et il reste un sous-sel. Les acides sulfurique, phosphorique et arseniqne, en dissolutions concentrées, décomposent tons les fluates : le premier, souvent à la température ordinaire ; les autres, à une température peu élevée ; il se dégage de l'acide fluorique hydraté. La silice ayant nne grande affinité pour l'acide fluorique et forman avec lui un corps gazeux, facilite comme l'eau la décomposition des fluates dans un grand nombre de circonstances ; il est probable que beaucoup de combustibles qui sont sans action sur les fluates secs, les décomposeraient par l'intermède de la silice, à une température suffisamment élevée. Les dissolutions de fluates solubles forment des précipités de fluates donbles insolubles dans toutes les dissolutions métalliques qui ne sont point à bases de soude, de potasse, d'ammoniaque ou d'argent (1).

---

(1) Les dissolntions des fluates acides de potasse et de soude, dans lesquelles on verse des dissolutions solubles de zircone, de glucine et d'yttria, offrent un phénomène fort remarquable en ce que le fluate qui se précipite est nentre, et que la liqueur est sensiblement alcaline. Les mêmes dissolutions acides de potasse ou de soude sont rendues alcalines par une suffisante quantité d'acide borique ou silicique, parce qu'il se forme des fluates doubles de silice ou d'acide borique, et de soude ou de potasse, qui se précipitent ;

1059. On trouve quatre fluates dans la nature, savoir : le fluate de chaux (*Spath Fluor*), le fluate de cérium, le fluate double de cérium et d'yttria, et le fluate double de soude et d'alumine. Le premier est très-répandu ; le second et le troisième n'ont été rencontrés jusqu'ici qu'aux environs de Falbun, en Suède; le dernier ne se trouve qu'au Groenland. Les fluates s'obtiennent directement en combinant l'acide avec l'oxide.

1060. Dans les fluates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 1,351. Les fluates sont sans usages, excepté celui de chaux, qu'on emploie dans les laboratoires pour se procurer l'acide fluorique.

1061. *Fluate de Silice.* Lorsque, d'après les travaux de Berzélius, on eut admis la silice au nombre des acides, le composé en question était regardé comme une combinaison de deux acides (256); mais ce chimiste ayant reconnu depuis (Annales de Chimie, tom. XXVII, pag. 288), 1° que l'acide fluorique silicé n'absorbe point les alcalis secs, 2° qu'il se combine facilement, au contraire, avec les fluates neutres, 3° que quand il se combine avec l'eau et les alcalis, il abandonne une quantité correspondante de silice, 4° qu'il est composé comme les fluates neutres, il est démontré que le gaz fluorique silicé est un fluate neutre.

Le fluate neutre de silice est un corps gazeux qui, mis en contact avec l'eau, laisse déposer ⅓ de la silice qu'il renfermait, et se transforme en fluate acide qui se dissout. Le fluate de silice gazeux et le fluate de silice en dissolution offrent des phénomènes très-remarquables que nous examinerons successivement.

Le fluate de silice gazeux est un corps incolore, d'une odeur analogue à celle de l'acide hydro-chlorique ; il est inaltérable par la chaleur seule ; dans l'air, il produit des vapeurs épaisses dues à sa décomposition par la vapeur d'eau. Lorsque l'on fait passer un courant de fluate de silice dans un ballon de verre dans lequel on a fait le vide, et au fond duquel on met un fragment de potassium sur une petite capsule de porcelaine que l'on chauffe au moyen d'une lampe à esprit de vin, le gaz est rapidement absorbé, le métal s'empare de l'oxigène du silicium, et l'acide fluorique se combine avec la potasse, de sorte qu'à la fin de la combustion on obtient une masse brune formée d'un mélange de silicium, de fluate de potasse et de potassium qui a échappé à l'action de l'acide fluorique. Pour séparer le silicium, il faut faire le vide dans le ballon afin d'éviter qu'il ne se forme du fluate de potasse

---

dans ce dernier cas, les acides silicique et borique jouent le rôle d'oxides relativement à l'acide fluorique. Ainsi, ces derniers phénomènes s'expliquent d'une manière très-simple; quant aux premiers, qui sont en opposition avec cette loi générale de la décomposition des sels, savoir, que les sels qui proviennent de la décomposition de deux autres, sont au même degré de saturation, on n'en a encore présenté aucune explication; ils ont été observés par MM. Gay-Lussac et Thénard.

et de silice ; on laisse refroidir, et on retire la masse du ballon pour la traiter successivement par l'eau froide et l'eau chaude ; la première décompose le potassium qui n'a point été attaqué, la seconde dissout le fluate de potasse. On obtient ainsi du silicium parfaitement pur, du moins qui ne pourrait plus renfermer que de la silice, mais alors on l'enlèverait facilement en lavant le silicium dans l'acide fluorique après l'avoir calciné en vase clos (1). Le fluate de silice gazeux, mis en contact avec le gaz ammoniac sec, se combine avec lui ; il se condense un volume du premier et deux volumes du second ; le sel double qui en résulte est volatil, l'eau le dissout en précipitant une partie de la silice. L'alcool dissout plus de la moitié de son poids de fluate de silice gazeux et se prend, au point de saturation, en une masse gélatineuse.

Le fluate de silice en dissolution dans l'eau, mis en contact avec l'acide borique, laisse précipiter la silice, et il se forme un fluate de bore qui est analogue pour ses propriétés au fluate de silice ; nous l'examinerons plus tard. Toutes les bases salifiables forment des sels doubles avec le fluate de silice. Ces sels, que l'on désignait sous le nom de *Fluo-silicates*, parce qu'on les considérait comme des sels à deux acides, sont réellement des sels à un acide et à deux bases, analogues aux autres sels doubles. Ces sels doubles ont une composition uniforme, qui est telle que l'acide fluorique contient trois fois et la silice deux fois autant d'oxigène que l'autre base.

---

(1) Berzélius propose un moyen plus facile d'obtenir le silicium ; il consiste à mettre dans un tube de verre fermé par un bout, des couches alternatives de potassium et de fluate double de silice et de soude sec et réduit en poudre fine, et à soumettre le tube à l'action de la chaleur ; on laisse refroidir et on dissout dans une grande masse d'eau froide, afin que l'alcali très-étendu n'attaque point le silicium ; lorsque les eaux de lavages ne sont plus sensiblement alcalines, on lave avec l'eau chaude jusqu'à ce que les eaux ne laissent point de résidu par l'évaporation. Le silicium ainsi obtenu est brun, sans éclat métallique, infusible, ne conduit point l'électricité ; il est combustible dans l'air à une température élevée et se dissout dans l'acide fluorique avec dégagement d'hydrogène. Lorsqu'on le chauffe dans un vase fermé, il laisse dégager de l'hydrogène, diminue de volume, prend une teinte plus foncée et devient incombustible, même dans l'oxigène, et insoluble dans l'acide fluorique et les alcalis. Le silicium est brûlé par le salpêtre à la température de la décomposition de ce dernier, et par les sous-carbonates alcalins à une température inférieure, parce que l'action de l'alcali libre est nécessaire pour déterminer l'oxidation du silicium, et qu'il n'en existe dans le nitrate qu'après le commencement de sa décomposition. Le silicium chauffé au rouge dans la vapeur du soufre donne naissance à un sulfure blanc qui, projeté dans l'eau, la décompose, laisse dégager de l'acide hydro-sulfurique, et forme de la silice qui reste en grande quantité en dissolution dans l'eau. Lorsque l'on chauffe du silicium dans un courant de chlore, la combinaison a lieu avec dégagement de chaleur et de lumière, et il se forme des vapeurs qui se condensent en un liquide jaunâtre, lorsqu'elles renferment un excès de chlore, et dans le cas contraire, en un liquide transparent. Le siliciure de soufre se dissipe presque instantanément dans l'air en formant des vapeurs blanches et en laissant un résidu de silice ; il est soluble dans l'eau. Le silicium n'est attaqué par aucun acide. Le silicium incombustible (celui qu'on a privé d'hydrogène par la calcination dans un vase clos) n'est attaqué par aucun acide et par aucun alcali en dissolution, mais il se dissout lentement dans un mélange d'acide fluorique et d'acide nitrique. Le silicium combustible se dissout dans la potasse caustique et l'acide fluorique, mais il est inattaquable par les autres acides.

Ces sels doubles rougissent la teinture de tournesol ; la plupart sont solubles ; ceux qui le sont le moins sont ceux de potasse, de soude, de lithine, de barite, de chaux et d'yttria. La différence de solubilité des fluates doubles siliceux de barite et de strontiane, fournit un très-bon procédé pour séparer ces deux alcalis. La chaleur décompose tous les fluates doubles ; il se dégage du fluate de silice, et il reste un fluate neutre de l'autre base. Les fluates siliceux en dissolution dans l'eau sont décomposés par les alcalis ; pour ceux de soude et de potasse, la silice se précipite ; les autres du deuxième ordre sont décomposés de manière à former un précipité de silice et de fluate de la base ; enfin, ceux du premier et des cinq derniers ordres forment un dépôt de silicates dans lesquels l'oxigène de la silice est double de celui de l'oxide. L'acide sulfurique décompose la plupart des fluates doubles siliceux, en dégageant le fluate de silice gazeux ; les acides nitrique et hydro-chlorique ne les décomposent qu'en partie. Nous avons indiqué la préparation du fluate de silice (256).

1062. L'acide fluorique forme, avec plusieurs autres corps qui se comportent souvent comme les acides, des sels qui sont analogues au fluate de silice, et qui produisent des sels doubles avec les bases salifiables : tels sont l'acide borique, l'acide colombique, l'oxide de titane, les acides tungstique, molybdique, chromique, sélénique, arsenique et le peroxide d'antimoine. (Voyez, pour plus de détails, Annales de Chimie, tom. XXIX, pag. 295).

1063. *Fluate neutre de Potasse.* Ce sel, qu'on obtient directement en combinant la potasse avec l'acide fluorique, est déliquescent, cristallise difficilement ; à la température ordinaire, l'acide sulfurique le décompose avec un grand développement de chaleur, l'acide fluorique hydraté se dégage en faisant une vive effervescence.

Le fluate acide de potasse a une grande tendance à former des fluates doubles avec les autres bases : il en forme avec l'alumine et avec toutes les dissolutions métalliques des derniers ordres, et avec quelques-unes du premier (1).

(1) Le fluate de potasse et de zircone est réductible par le potassium, et on obtient par ce moyen de la zircone parfaitement pure. M. Berzélius, qui a découvert ce fait remarquable, opère de la manière suivante : il met du potassium dans un petit tube de fer fermé à l'une des extrémités, et dont l'autre est bouchée par un couvercle mobile ; le fluate double de potasse et de zircone sec et en poudre fine est introduit dans le tube, chauffé de manière à liquéfier le potassium, et mêlé avec ce métal au moyen d'une tige de fer. Le tube de fer, fermé par son couvercle, est placé dans un creuset de platine, chauffé au rouge et plongé apres le refroidissement dans l'eau distillée ; le potassium non décomposé se dissout en produisant un dégagement d'hydrogène, et le zirconium, mêlé avec un peu d'hydrate de zircone non décomposée, se précipite ; après un lavage suffisant, le précipité est traité par l'acide hydro-chlorique à la température de 45 à 50° : la zircone se dissout, et en lavant ensuite à chaud par une dissolution de sel ammoniac et de l'acool, on obtient le zirconium parfaitement pur. Il est sous la forme d'une poudre noire, sans cohérence ; le brunissoir lui donne l'aspect métallique ; il ne conduit pas l'électricité ; dans l'air atmosphérique, il brûle au-dessous de la chaleur rouge ; mêlé avec le chlorate de potasse, le choc l'enflamme sans détonation ; en soumettant ce mélange à l'action de la chaleur, le zirconium est peu atta-

1064. *Fluate neutre de Soude.* Ce sel, inaltérable à l'air, est beaucoup moins soluble que le précédent; il cristallise en petits cristaux très-durs; on l'obtient directement comme celui de potasse. Le fluate acide de soude jouit des mêmes propriétés que celui de potasse; il forme des fluates doubles avec presque toutes les bases.

1065. *Fluate d'Ammoniaque.* Ce sel, dont la saveur est très-piquante, est très-soluble et ne cristallise que difficilement. L'acide sulfurique le décompose avec un grand développement de chaleur, l'acide fluorique hydraté se dégage avec effervescence; ce sel, soumis à l'action de la chaleur, laisse dégager une portion de sa base, et à une température très-peu supérieure à 100°, il se volatilise sous la forme de fumée blanche d'une odeur désagréable.

1066. *Fluate de Chaux.* Ce sel insoluble se rencontre souvent dans la nature; il est ordinairement cristallisé en cubes, mais la forme primitive est un octaèdre; il affecte toutes les couleurs; le violet, le jaune et le vert sont celles qu'il offre le plus ordinairement. Ce sel accompagne souvent le sulfure de plomb; il est phosphorescent par la chaleur. On l'emploie dans les laboratoires pour obtenir l'acide fluorique.

CHAPITRE XX.

Des Silicates.

1067. La silice, quoique insoluble et n'ayant aucune action sur la teinture de tournesol, est cependant regardée comme un acide, parce qu'elle se combine en proportions fixes avec toutes les bases, et forme des composés qui sont analogues aux sels; d'ailleurs, cette substance ne se combine qu'avec un seul acide, l'acide fluorique, propriété qui lui est commune avec plusieurs autres qui jouissent évidemment de toutes les propriétés acides.

1068. Tous les silicates neutres sont insolubles; ceux de soude et de potasse, avec un grand excès de base, sont solubles. Tous les silicates sont inaltérables par la chaleur, tous sont décomposables par les alcalis fixes et l'oxide de plomb à la chaleur rouge.

---

qué; il l'est fortement par le sous-carbonate de soude ou de potasse. Le borax humide le transforme facilement en zircone par l'oxigène de l'eau qui est décomposée. Par la voie humide, les acides sulfurique et hydro-chlorique n'oxident que difficilement la zircone, même à la température de l'ébullition; l'acide fluorique au contraire l'attaque très-vivement à froid; dans l'action de tous ces acides l'eau est décomposée. La potasse en dissolution n'agit point sur le zirconium; ce corps se combine avec le soufre et le chlore (Voyez Annales de Physique et de Chimie, tom. XXIX, pag. 372). Il paraît que l'on peut réduire par le même moyen la glucine et l'yttria; mais comme les bases de ces oxides décomposent l'eau, on n'a pas pu les séparer du fluate de potasse.

Un grand nombre sont inattaquables par les acides, mais ils peuvent tous être attaqués après avoir été calcinés avec de la soude ou de la potasse caustique.

1069. La silice se combine en différentes proportions avec les oxides métalliques. Ces proportions sont telles que l'acide renferme 1, 2, 3 ou 6 fois autant d'oxigène que la base. La silice forme encore un grand nombre de sels à 2, 3 et 4 bases.

1070. On trouve dans la nature un grand nombre de silicates simples et multiples, dont nous ne pouvons reproduire directement qu'un très-petit nombre, et aucun de ceux-là n'a pu être obtenu cristallisé.

1071. Un grand nombre de silicates sont employés dans les arts; nous les décrirons d'abord, et nous examinerons sommairement les plus importans de ceux que nous offre la nature.

1072. *Silicates de Soude ou de Potasse.* Ces deux sels constituent la majeure partie de tous les verres blancs et colorés, et de tous les émaux transparens ou opaques. Outre l'un et l'autre de ces sels, les verres noirs de bouteille renferment des silicates de chaux, d'alumine et de fer. Les verres blancs renferment peu de silicates de chaux et de fer; celui qu'on désigne sous le nom de Cristal ou Flint-glass et dont on fait des objets de luxe et certains verres d'optique, contient du silicate de plomb; il est à base de potasse. Les verres colorés sont des silicates de soude ou de potasse, colorés par des oxides métalliques; les émaux opaques sont de même nature, seulement ils sont rendus opaques par de l'oxide d'étain.

Toutes ces combinaisons s'effectuent en mettant les mélanges pulvérisés et calcinés dans de grands creusets réfractaires, que l'on soumet à une température très-élevée.

Les proportions des mélanges les plus convenables sont, d'après M. Loysel,

VERRES DE GLACE.	
Sable blanc	100
Chaux éteinte à l'air	12
Sel de soude calciné	48 à 50
Rognures de glace	100

VERRES DE BOUTEILLE.	
Sable	100
Soude brute de Vareck	200
Cendres neuves	50
Débris de bouteilles	100

GLACES COMMUNES.	
Sable	100
Soude brute naturelle	100
Rognures de glace	100
Oxide de manganèse	0,5

VERRES A GOBELETERIE BLANCHE.	
Sable blanc	100
Potasse du commerce	55 à 65
Chaux éteinte à l'air	6 à 12
Rognures de verre	10 à 100

VERRES DE BOUTEILLE.	
Sable	100
Soude de Vareck	30 à 40
Cendres lessivées	160 à 170
Cendres neuves	30 à 40
Terre à briques	80 à 100
Cassons de bouteilles	100

VERRE DE CRISTAL OU FLINT-GLASS.	
Sable blanc	100
Minium	80 à 85
Potasse calcinée	35 à 40
Nitre de premiere cuite	2 à 3
Oxide de manganèse	0,06

On a observé que la soude ne pouvait pas remplacer la potasse dans la fabrication du cristal, parce qu'elle donne toujours au verre une teinte verte. Les verres à bouteille doivent leur couleur à de l'oxide de fer. Lorsque le verre blanc a une légère teinte jaunâtre qu'il doit au même métal ou à une matière charbonneuse qui n'a point été brûlée, on la fait disparaître en ajoutant à la fonte une petite quantité d'oxide de manganèse. On a reconnu depuis quelques années que le sulfate de soude pouvait, dans la fabrication du verre, remplacer les sous-carbonates de soude et de potasse qu'on emploie ordinairement ; aussi, plusieurs grands établissemens ont adopté cette nouvelle méthode. (Voyez Annales de Physique et de Chimie, tom. xx, pag. 2). Le flint-glass présente dans sa fabrication de grandes difficultés, surtout lorsqu'il est destiné à la confection des instrumens d'optique, parce qu'il doit être parfaitement incolore, diaphane, homogène, sans stries et d'un grand volume. Les Anglais ont été pendant long-temps en possession de fournir toute l'Europe de flint-glass; mais depuis plusieurs années M. Dartigues est parvenu à vaincre toutes les difficultés de cette fabrication et à faire du flint-glass qui rivalise avec les plus beaux qui soient sortis des ateliers anglais, et plus récemment M. Guinaud, des environs de Neuchâtel, a fabriqué du beau flint-glass pour des objectifs de 7, 8 et même 11 pouces de diamètres. A mesure que la proportion de soude ou de potasse augmente, on obtient des verres qui sont de plus en plus fusibles ; mais alors ils deviennent hygrométriques et altérables à l'air, tels sont les verres de Bohême, les verres de montre qui se couvrent de gouttes d'eau dans un air qui n'est pas saturé d'humidité, et qui, par de faibles changemens de température, se gercent dans tous les sens. Lorsque la quantité de potasse se trouve en grand excès, le verre devient soluble dans l'eau et facilement décomposable par tous les acides qui en précipitent la silice (1).

Les verres colorés ne sont autre chose que des verres blancs, colorés par des oxides métalliques. Les verres rouges sont colorés par le précipité pourpre de Cassius et l'oxide de manganèse ; les bleus, par le cobalt ; les verts, par l'oxide de chrome, ou par l'oxide de cobalt, le chlorure d'argent et le verre d'antimoine, ou par les oxides de fer et de cuivre, seuls ou mêlés avec ceux de cobalt et d'antimoine ; les violets, par l'oxide de manganèse ; les jaunes, par le verre d'antimoine et le précipité pourpre de Cassius.

Les verres dont on se sert pour imiter les pierres précieuses sont composés d'un verre blanc, qu'un désigne sous le nom de *Strass*, qui n'est autre chose qu'un flint-glass

(1) Réaumur avait remarqué que le verre, chauffé pendant long-temps, se transformait en une masse opaque et éprouvait une sorte de dévitrification. M. Dartigues, qui a observé de nouveau ce phénomène, a reconnu que cette opacité s'obtenait en laissant refroidir le verre très-lentement : que le verre de bouteille éprouvait cette transformation plus facilement que les autres ; que ceux qui renferment peu de chaux et peu d'alumine, présentaient difficilement ce phénomène ; que le verre dévitrifié est plus difficile à fondre, et, enfin, que cette opacité tient à une cristallisation d'un des silicates du verre.

fondu avec du borax. Le strass pur sert à imiter les pierres incolores ; fondu avec différens oxides métalliques, il produit des masses colorées qui imitent très-bien la plupart des pierres précieuses employées dans la bijouterie. (Voyez, pour plus de détails, le Mémoire de M. Douault-Vieland, Annales de Physique et de Chimie, tom. XIV, pag. 57).

L'azur dont on se sert pour donner une teinte azurée au linge, aux étoffes de lin, de soie, de coton et au papier, est un verre coloré par l'oxide de cobalt. On le prépare en grand en Saxe, en Bohême et en France au milieu des Pyrénées, dans la vallée de Luchon. On commence par bocarder et laver le minérai de cobalt pour en séparer les substances étrangères, et on le grille pour en volatiliser l'arsenic et oxider le cobalt. Le résidu du grillage est mêlé, dans une proportion déterminée par la richesse de la mine, avec du quartz ou du sable ; ce mélange porte le nom de *Safre*. Le safre fondu avec de la potasse ou de la soude forme un verre bleu que l'on projette incandescent dans de l'eau froide et que l'on pulvérise ensuite avec des bocards et entre deux meules horizontales ; la poudre que l'on obtient ainsi est séparée en divers degrés de finesse au moyen de la décantation.

Les émaux sont des verres colorés, transparens ou opaques, qu'on applique sur l'or, l'argent ou le cuivre ; les émaux transparens sont de même nature que ceux qui servent à imiter les pierres précieuses ; ceux qui sont opaques, sont formés d'un émail blanc coloré par les mêmes oxides métalliques que le strass. Cet émail blanc est formé de 100 parties de sable, de 25 de talc, de 30 parties de sel marin et de 100 parties d'un mélange d'oxides d'étain et de plomb ; on obtient ce dernier mélange d'oxide en calcinant ensemble 100 parties de plomb avec 15, 30 ou 40 parties d'étain ; nous avons vu (593) que ce mélange s'oxidait avec une grande rapidité.

On ne trouve dans la nature aucun silicate simple à base de potasse ou de soude.

1073. *Silicate d'Alumine.* La silice se combine facilement avec l'alumine, car si l'on mêle ensemble une dissolution de sous-silicate de potasse et une dissolution d'alumine dans la potasse, il se forme immédiatement un dépôt de silicate d'alumine. Dans la nature on trouve un grand nombre de silicates d'alumine ; un seul est cristallisé, c'est la substance connue sous le nom de *Nephéline* ; tous les autres sont composés d'une manière très-irrégulière, ce sont les substances connues sous le nom d'*Argile* : ces substances, qui sont extrêmement répandues, sont plus ou moins onctueuses au toucher et renferment souvent du fer et du carbonate de chaux.

Les silicates d'alumine constituent toutes les poteries depuis la brique la plus grossière jusqu'à la porcelaine. Le silicate d'alumine, par l'action de la chaleur, acquiert une grande dureté et devient tout-à-fait inattaquable par les acides. L'argile que l'on emploie dans la fabrication de la porcelaine est parfaitement pure ; cette argile, qui porte le nom de *Kaolin*, provient de la décomposition lente d'une roche de feld-

spath et de quartz. Par une cause jusqu'ici inconnue, les élémens qui constitoent le feld-spath et qui sont l'alumine, la silice et la potasse, se sont séparés ; la potasse a été entraînée par les eaux, et le silicate d'alumine est resté mêlé en masses friables à de petits grains de quartz (1). Le kaolin, soumis à une température très-élevée, n'éprouve qu'un commencement de vitrification et une simple agglomération. La porcelaine, après la première cuisson, reçoit un vernis composé de feld-spath pulvérisé, qui n'est fusible qu'à une température très-élevée ; la peinture des porcelaines ne s'applique qu'après la couverte ; les couleurs sont des émaux pulvérisés et mêlés avec du borax ou du flint-glass pour en faciliter la fusion. La dorure s'obtient en précipitant la dissolution d'hydro-chlorate d'or par le proto-sulfate de fer et mêlant ce précipité avec un fondant. Les autres poteries se préparent avec des argiles beaucoup moins pures ; la plupart sont colorées en rouge par de l'oxide de fer, et un grand nombre sont fusibles à une température plus ou moins élevée : cette fusibilité provient d'une certaine quantité de chaux que renfrrment la plupart des argiles. Les poteries les plus grossières sont recouvertes d'un vernis de plomb que l'on obtient en plongeant ces poteries desséchées dans de l'eau tenant en suspension du sulfure de plomb ; ce vernis est attaqué par la plupart drs acides ; d'autres sont recouvertes d'un vernis blanc, composé de verre, d'oxide de plomb et d'oxide d'étain. Enfin, celles qu'on désigne sous le nom de Terre de Pipe sont ordinairement recouvertes d'un vernis de sel marin ; ce vernis s'obtient d'une manière assez singulière : lorsque les pièces d argile sont dans le fourneau et que celui-ci est à une température très-élevée, on y introduit du sel ; la chaleur le volatilise, sa vapeur pénètre dans toutes les parties du fourneau et vernit les pièces qui y sont renfermées.

1074. *Silicate de Chaux*. On peut reconnaître l'affinité de la silice pour la chaux en versant une dissolution de silicate de potasse dans de l'eau de chaux, il se forme un précipité composé de silice et de chaux. Les mortiers paraissent être des silicates de chaux ou des silicates doubles d'alumine et de chaux. L'importance de cet objet nous oblige à entrer dans quelques détails. On distingue dans les arts deux espèces de chaux, l'une, que l'on nomme *Chaux grasse*, est presque pure ou du moins ne renferme que peu de matières étraogères ; l'autre, que l'on désigne sous le num de *Chaux maigre*, renferme de la silice et de l'alumine de 0,15 à 0,20. Les chaux grasses solidifient une grande quantité d'eau, les chaux maigres une quantité moindre ; mais ce qui les distingue principalement, c'est la propriété que possèdent les chaux mai-

(1) M. Berthier a cependant trouvé que presque tous les kaolins renfermaient encore de la potasse, mais la silice y est dans un plus grand rapport relativement à l'alumine, que dans le feld-spath. En admettant que la potasse qu'on y rencontre soit due à une portion de feld-spath non décomposé, le kaolin de St-Yrieux proviendrait d'un feld-spath qui aurait perdu par sa décomposition un silicate de potasse renfermant les 0,75 de la silice de celui qui se trouve dans le feld-spath.

gres de se durcir sous l'eau, seules ou mêlées avec du sable, de la pouzzolane (1) ou de la brique pilée, tandis que les chaux grasses ne se durcissent sous l'eau que mêlées avec la pouzzolane ou la brique pilée. D'après M. Vicat, qui a fait des recherches extrêmement importantes sur cette matière, le durcissement des mortiers serait dû à une véritable combinaison de la chaux avec la silice des substances qui entrent dans la confection des mortiers; par conséquent, les mortiers de chaux grasse seraient des silicates simples, et les mortiers de chaux maigre des silicates doubles d'alumine et de chaux. Mais comme la chaux caustique n'a point d'action sur le quartz ni sur l'alumine, MM. John et Berthier pensent que les substances que l'on mêle avec les chaux ne sont point attaquées par elles; qu'elles servent, lorsqu'elles sont poreuses, à absorber l'eau et à présenter des surfaces sur lesquelles la chaux adhère, sans qu'il y ait aucune action chimique développée. Cependant, dans cette nouvelle manière d'envisager les mortiers, il y a un grand nombre de faits qui sont tout-à-fait inexplicables. Il résulte de là que la manière d'agir des substances mêlées avec la chaux dans les mortiers n'est point encore connue. Mais ce qu'il y a de certain et de vraiment utile pour les arts, c'est que les chaux hydrauliques ne diffèrent des chaux grasses que par une certaine quantité d'argile; que l'on peut, avec des chaux grasses, faire d'excellentes chaux maigres, en les calcinant après les avoir mêlées avec de l'argile; et que la substance que l'on emploie depuis long-temps en Angleterre, sous le nom de *Ciment Romain*, et qui jouit de la propriété de se durcir instantanément dans l'eau, provient de la calcination d'un calcaire qui renferme 0,25 à 0,30 d'argile, et peut être faite artificiellement. Nous devons dire, en terminant, que la cuisson du calcaire a une très-grande influence sur la qualité de la chaux qui en résulte. D'après les expériences faites par M. Minard, on peut former du ciment romain avec des calcaires qui ne renferment que 0,01 d'argile; il suffit que la calcination soit lente et peu avancée; on obtient ainsi du ciment romain qui prend en un quart d'heure ou en quatre ou cinq jours, ou de la chaux grasse qui ne se durcit pas; pour cela la pierre doit perdre 0,8, 0,12 ou 0,30 de son poids par la calcination: il paraîtrait alors que le ciment romain et les chaux hydrauliques dans certaines cirronstances devraient leurs propriétés à un sous-carbonate de chaux avec un grand excès de base.

1075. *Silicates de Barite et de Strontiane.* Ces silicates peuvent s'obtenir par la voie humide en versant une dissolution de barite ou de strontiane dans de la potasse silicée; il se forme immédiatement un précipité composé de silice, de strontiane ou de barite; on peut aussi préparer ces silicates en soumettant à l'action de la chaleur un mélange de barite et de silice. M. Kirwan, qui a fait beaucoup d'expériences à

(1) La pouzzolane est une matière pulvérulente, poreuse, d'origine volcanique, dont la silice et l'alumine forment un des principaux élémens.

ce sujet, a trouvé qu'un mélange de 36 parties de silice et de 66 de barite formait une matière analogue à la porcelaine sans couverture.

1076. On trouve dans la nature un grand nombre de silicates à 2, 3 et même 4 bases, tels sont l'*Émeraude* qui est à bases d'alumine et de glucine; la *Stilbite* et la *Laumonite*, qui sont à bases de chaux et d'alumine; l'*Armotome*, à bases d'alumine et de barite; la *Mésotype*, qui est à bases de soude et d'alumine; la *Tourmaline*, à bases d'alumine et de soude; le *Feld-spath*, la *Méïonite* et l'*Amphygène*, à bases d'alumine et de potasse; le *Grenat*, à bases d'alumine, de fer et de manganèse, et le *Mica de Sibérie*, à bases d'alumine, de chaux, de magnésie et de fer.

RÉSUMÉ DES CHAPITRES XIX et XX.

Des Fluates.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.	Les fluates secs sont indécomposables par l'action de la chaleur; l'eau en ramène quelques-uns à l'état de sous-sels; l'hydrogène et l'acide borique en décomposent plusieurs; le carbone, le phosphore et le soufre, par l'intermède de la vapeur d'eau, doivent aussi en décomposer un grand nombre. Quatre fluates neutres sont solubles dans l'eau, ce sont ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque et d'argent; tous les autres sont solubles dans un excès d'acide. Les acides borique, sulfurique, phosphorique et arsenique décomposent tous les fluates. La silice, comme l'eau, facilite la décomposition des fluates. Les fluates solubles forment des précipités insolubles dans presque toutes les dissolutions métalliques; ils sont en général des fluates doubles. On trouve dans la nature le fluate de chaux et de cérium, les fluates doubles de cérium et d'yttria, et celui de soude et d'alumine. Dans les fluates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide :: 1 : 1,351.
PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES PRINCIPAUX FLUATES.	*Fluate de Silice.* Corps gazeux qui, mis en contact avec l'eau, abandonne le tiers de sa base et se dissout. Le fluate de silice gazeux est indécomposable par la chaleur; il répand dans l'air des fumées blanches; il est décomposé par le potassium, et le sélénium est mis à nu; il se combine avec le gaz ammoniac. Le fluate de silice liquide est décomposé par l'acide borique; il forme des fluates doubles avec toutes les bases salifiables. Ces sels doubles sont presque tous solubles; celui de barite l'est moins que celui de strontiane. La chaleur, les alcalis et l'acide sulfurique décomposent tous ces fluates doubles. Les acides métalliques, les acides borique, sélénique, et les oxides d'antimoine, de titane et de tellure, se comportent avec l'acide fluorique comme la silice. *Fluate de Potasse.* Ce sel s'obtient directement; il est déliquescent et a une grande tendance à former des sels doubles avec les autres bases. Ainsi, les précipités que produisent dans ce sel les autres dissolutions métalliques, sont des sels doubles. Le fluate double de potasse et de zircone est décomposé par le potassium, qui réduit la zircone. *Fluate de Chaux.* Il est très-répandu dans la nature; il cristallise en cubes, qui affectent les couleurs les plus variées; la forme primitive est un octaèdre. Ce sel est employé pour extraire l'acide fluorique. *Fluate d'Ammoniaque.* Ce sel est très-soluble; par la chaleur, il laisse dégager de l'ammoniaque, et se volatilise.

Des Silicates.

PROPRIÉTÉS PARTICULIÈRES DES PRINCIPAUX SILICATES.

Tous les silicates neutres sont insolubles et indécomposables par la chaleur; ceux de soude et de potasse, avec un grand excès de base, sont solubles; tous sont décomposables par les alcalis et l'oxide de plomb. La silice se combine en quatre proportions avec les oxides; l'acide renferme 1, 2, 3 ou 6 fois autant d'oxigène que la base. On ne trouve dans la nature qu'un petit nombre de silicates simples, mais on en rencontre beaucoup à 2, 3 et 4 bases.

Silicates de Potasse et de Soude. Ces sels constituent le verre; celui qui est noir renferme de l'alumine, de la chaux et du fer; celui qui est blanc, seulement de la chaux. Le cristal renferme beaucoup de plomb. Les verres colorés le sont par des oxides métalliques. L'émail blanc doit son opacité à de l'oxide d'étain. Le cristal est à base de potasse. Le sulfate de soude peut être employé à la vitrification de la silice. Le manganèse décolore les verres qui ont une faible nuance de jaune. Le verre avec un excès de soude s'altère à l'air; lorsque l'excès est considérable, le verre devient soluble dans l'eau. Les verres qui servent à imiter les pierres précieuses renferment du borax. L'azur est un verre ordinaire coloré par le cobalt.

Silicate d'Alumine. Peut se former par la voie humide; constitue toutes les poteries; il est infusible lorsqu'il ne renferme ni chaux, ni oxide de fer. La couverte de la porcelaine est un feld-spath; celle des autres poteries est de l'oxide de plomb, ou un émail blanc, ou provient de l'action du sel marin. Toutes les argiles peuvent être considérées comme des silicates d'alumine.

Silicate de Chaux. Peut s'obtenir par la voie humide; constitue tous les mortiers. Les chaux qui se durcissent sous l'eau renferment de la silice et de l'alumine; celles qui ne jouissent pas de cette propriété n'en renferment point; ces dernières, qu'on désigne sous le nom de Chaux grasses, se durcissent sous l'eau lorsqu'elles sont mêlées avec de la pouzzolane ou de la brique pilée; mais elles ne se durcissent pas lorsqu'elles sont seulement mêlées avec du sable. Le ciment romain, qui se durcit instantanément sous l'eau, provient de la calcination d'un calcaire qui contient de 0,25 à 0,30 d'argile. Les chaux hydrauliques et le ciment romain peuvent être faits artificiellement. On a aussi reconnu que l'on pouvait faire des chaux hydrauliques avec tous les calcaires, en leur faisant subir une calcination lente et incomplete.

CHAPITRE XXI.

Extraction des Métaux.

1077. Parmi les métaux, il en est un petit nombre qui sont employés dans les arts, et dont l'extraction forme une branche importante de l'industrie. Les autres, soit par leur rareté, soit par leur défaut de ductilité ou leur trop facile oxidation, sont sans usages. Nous commencerons par examiner l'extraction des premiers.

§ Ier.

Extraction des Métaux employés dans les Arts.

1078. Les métaux utiles sont au nombre de douze. Ce sont les suivans, rangés à peu près dans l'ordre de leur importance dans les arts :

Fer, Cuivre, Étain, Plomb, Argent, Or, Mercure, Zinc, Platine, Bismuth, Antimoine, Arsenic.

Nous n'examinerons point ici la nature des travaux nécessaires à l'extraction du minérai et à sa préparation mécanique ; nous n'étudierons que les actions chimiques qu'on lui fait éprouver, pour séparer le métal des substances étrangères avec lesquelles il est mêlé ou combiné (1).

1079. *Extraction du Fer.* Les mines de fer dans lesquelles ce métal est à l'état d'oxide sont les seules qui soient exploitées, elles se divisent en deux classes : les mines de fer terreux et les mines en roche ; la dernière renferme le fer spéculaire, le fer rouge hématite, le fer brun fibreux, et le fer spathique. Les mines de fer terreux ont besoin d'être bocardées (2) et lavées, pour les séparer des terres qui les enveloppent; les mines de fer en roche n'ont besoin d'être ni lavées ni bocardées, mais elles doivent être grillées (3), afin de rendre le minérai plus friable et de volatiliser le soufre et l'arsenic qu'elles renferment (4).

---

(1) Les détails que nous allons donner sont principalement extraits de la minéralogie de M. Brognart : ceux qui voudraient étudier la Métallurgie dans tous ses détails peuvent consulter cet ouvrage, et surtout celui de M. Heron de Ville-Fosse, intitulé : *La Richesse Minerale.*

(2) Les bocards sont des mortiers en pierre ou en fonte, dont les pilons sont mis en mouvement par des courans d'eau, des machines à vapeurs, ou des chevaux.

(3) Le grillage des mines de charbon se fait ordinairement dans des appareils semblables aux fours à chaux ; on y place le minérai et le combustible par couches alternatives.

(4) Souvent les mines en roche n'ont pas besoin d'être grillées, surtout lorsqu'elles sont destinées à être fondues dans les hauts fourneaux ; car pendant le temps qu'elles mettent à descendre à la partie inférieure du fourneau, elles éprouvent un grillage suffisant. Les mines de tritoxides qui n'agissent pas sur l'aiguille aimantée acquièrent cette propriété à un haut degré après le grillage.

Le minerai est alors disposé à la fusion ; elle s'opère ordinairement dans un appareil que l'on désigne sous le nom de *Haut Fourneau* ; il a la forme d'un cylindre élargi vers sa base, les figures (90), (91), (92) en représentent le plan et deux coupes. Ces fourneaux, qui ont quelquefois jusqu'à quatorze mètres de hauteur, sont fondés sur des pilotis H, leurs murailles très-épaisses sont percées de nombreux canaux *a* pour l'évaporation de l'humidité ; la cavité moyenne L, qui a la forme d'un ellipsoïde, porte le nom de *Cuve*, elle est terminée par une portion de cône tronqué, qu'on nomme le *Creuset* ; c'est dans cette partie que se rend le métal fondu. Dans le creuset se trouvent plusieurs ouvertures ; une première *m i*, placée vers le bord du creuset, sert à faire sortir les laitiers ou scories qui recouvrent le métal ; elles s'écoulent sur le plan incliné *n* formé par une plaque de fonte ; une seconde *o* reçoit la tuyère des soufflets, (il y a souvent plusieurs ouvertures destinées au même usage); enfin *p* est une troisième ouverture pratiquée au fond du creuset et par laquelle on fait écouler le métal fondu. A et B représentent la machine soufflante. Le creuset s'évase à sa partie supérieure, cet évasement *e f g h* porte le nom d'Étalages ; le creuset et les étalages portent le nom d'Ouvrage. La masse du fourneau est en maçonnerie, mais le rélèvement inférieur doit être en grès ou en briques réfractaires. Lorsque le fourneau est sec, on le charge avec un mélange de minérai et de charbon ; lorsque le minerai est très-argileux, on y ajoute de la pierre calcaire que l'on nomme *Castine* ; si au contraire la mine est trop calcaire, on y ajoute une terre argileuse qu'on nomme *Erbue* ; ces substances additionnelles ont pour objet de faciliter la fusion. Le combustible employé est le charbon de bois ou la houille carbonisée. La combustion est mise en activité par le vent des machines soufflantes (1). Par l'action de la chaleur, l'oxide

(1) On a employé pendant long-temps dans ces usines des soufflets en bois et en cuir, analogues à ceux des forges des serruriers, et qui étaient mis en mouvement par des cours d'eau ; mais on leur a substitué avec avantage de grands cylindres de fonte (*fig.* 91) dans lesquels se meut un piston MN : l'air est aspiré dans le mouvement ascensionnel au moyen de la soupape *a*, et par l'abaissement du piston il s'échappe par les soupapes *s s*, et passe dans un réservoir B, où il est soumis par le piston *d* à une pression constante ; de là il se rend par la buse *b* dans la tuyère en cuivre *o* qui débouche dans le creuset. On se sert dans quelques usines de machines soufflantes que l'on désigne sous le nom de Trompes. Elles sont fondées sur la propriété que possède l'eau de dégager un grand volume d'air lorsqu'elle se brise avec fracas. La trompe (*fig.* 93) est composée d'un canal en bois de 7 mètres environ de hauteur, terminé par un réservoir plongé dans un courant d'eau, fermé par la partie supérieure et ouvert par le bas, qui renferme des corps aigus sur lesquels vient se briser la chute d'eau ; à sa partie supérieure se trouve un tuyau communiquant avec la tuyère. La partie supérieure du canal a la forme d'un entonnoir, à son extrémité se trouvent quatre petites ouvertures o, qu'on désigne sous le nom de trompilles. L'eau descend par le tuyau *a b*, l'air entre par les ouvertures o, et l'air dégagé à la fin de la chute s'échappe par le tuyau *c d*, tandis que l'eau est entraînée par le courant dans lequel est plongée la caisse ; il paraît cependant que dans les trompes l'air qui se dégage provient uniquement de celui qui était combiné avec l'eau et qui se sépare par le choc, et que par conséquent les trompilles sont inutiles ; on conçoit difficilement, en effet, comment la chute d'eau pourrait produire une aspiration : quoi qu'il en soit, ce sont de mauvaises machines, qui donnent beaucoup moins d'air que toute autre qui serait mise en mouvement par la chute.

de fer est réduit ; ce métal se combine avec une portion de charbon et descend dans le creuset, tandis que la silice en se combinant avec la chaux, l'alumine, l'oxide de manganèse, forme une matière vitreuse qui descend également dans le creuset et forme à la surface du bain métallique une couche plus ou moins épaisse, désignée sous le nom de *Laitier* ; à mesure que la masse descend, on recharge le fourneau par la partie supérieure, et cela jusqu'à ce qu'il ait besoin de réparation. De temps en temps on fait écouler le laitier par l'ouverture *i* et le métal par l'ouverture *p*; le métal est ordinairement reçu dans un sillon triangulaire, creusé dans le sable; les prismes triangulaires que l'on forme ainsi portent le nom de *Gueuses*.

Les fontes que l'on obtient par ce procédé peuvent être rangées en deux classes, les fontes blanches et les fontes grises; les premières sont toujours le produit des mines de fer manganésifères, elles renferment moins de charbon que les autres, elles forment du bon acier, mais rarement du fer doux. Les fontes grises s'obtiennent avec les mines de fer non manganésifères ; elles sont quelquefois aigres, alors elle donnent du mauvais fer ; lorsqu'elles sont douces, elles en donnent de très-bon.

La transformation de la fonte en fer se fait dans des appareils qui ont la forme des forges de serruriers. Sur le sol de la forge (*fig.* 94) est pratiquée une ouverture prismatique A, revêtue d'épaisses plaques de fonte ; on remplit cette cavité de poussière de charbon bien battue, et on creuse dans cette masse une cavité destinée à recevoir la fonte que l'on veut affiner. La fonte placée dans cette cavité est environnée de charbon de bois incandescent, et la combustion est alimentée par des machines soufflantes, d'où le vent s'échappe par la tuyère B. La fonte est bientôt en fusion, le courant d'air qui frappe la surface en brûle le charbon, et à mesure que cette opération fait des progrès, la fonte devient moins fusible ; enfin il arrive une époque où le fer est totalement séparé du charbon, alors il se forme dans la masse fluide des grumeaux de fer qui grossissent continuellement en se réunissant ; lorsqu'ils ont atteint de certaines dimensions, on les enlève et on les soumet, sous des martinets ou dans des laminoirs, à de fortes pressions pour en faire sortir le laitier, souder les parties qui étaient séparées et donner de la densité et de l'homogénéité au fer ; le fer est ensuite forgé pour recevoir les formes convenables.

Dans les Pyrénées et en Catalogne on trouve des minerais de fer composés de fer spathique et de fer hématite, qui peuvent donner immédiatement du fer, en les traitant de la même manière que l'on traite la fonte pour l'affiner.

En Angleterre, et dans plusieurs usines du continent, on affine la fonte au moyen du charbon de houille (*Coke*). Cette opération est beaucoup plus compliquée ; on commence par brûler une partie du charbon en fondant la fonte dans un creuset d'affinage ordinaire au moyen du coke, ensuite la fonte est mise dans un fourneau à réverbère, où les dernières portions de charbon sont brûlées par le courant d'air que

la combustion établit ; on brasse souvent la matière , et lorsque le fer vivifié s'est réuni en masses , on les enlève et on en exprime le laitier par les procédés ordinaires.

Les fers obtenus par les procédés que nous venons de décrire se divisent en deux classes , les fers doux très-ductiles et les fers cassans ; ces derniers doivent cette propriété à une certaine quantité d'arsenic ou de phosphore qu'ils renferment. L'arsenic rend les fers cassans à froid , et le phosphore à chaud.

La fonte renferme de 0,93 à 0,96 de fer , de 0,06 à 0,07 de charbon , de la chaux et de la silice , ou plutôt les bases de ces oxides. Le cuivre , le manganèse , le phosphore et l'arsenic qu'on y rencontre quelquefois proviennent de la qualité du minérai , et ne se trouvant pas dans toutes les fontes , lui sont étrangères.

Fabrication de l'Acier. L'acier , comme nous l'avons vu (419) , est une combinaison de fer et de silicium , qui renferme ordinairement du carbone. On distingue dans le commerce quatre espèces d'acier , l'*acier naturel* , l'*acier de cémentation* , l'*acier fondu* et l'*acier damassé*.

L'acier naturel s'obtient en traitant la fonte dans un appareil absolument semblable à celui dont on se sert dans l'affinage ; la fonte est placée dans une cavité faite au milieu d'une masse de charbon pilé entassé dans le creuset A (*fig.* 94) avec du charbon de buis ; la tuyère du soufflet est dirigée horizontalement , et le métal doit rester couvert d'une croûte de scories ; lorsqu'il est ramolli et qu'il a pris la consistance d'une pâte molle , on l'enlève par partie , on le présente au vent de la tuyère pour le priver d'un petit excès de carbone qu'il peut encore contenir , on le porte au martinet ou au laminoir pour en exprimer le laitier , et on le forge ; dans cette opération les scories qui se forment sont composées de silice , de chaux et d'oxide de fer.

L'acier de cémentation s'obtient en soumettant le fer environné d'un mélange de charbon , de cendre et de sel à une très-haute température. La silice renfermée dans les cendres et dans le charbon est réduite , et le silicium , ainsi qu'une portion du charbon , se combinent avec le fer. Cette combinaison s'effectue d'abord avec les couches extérieures , puis de celles-ci aux suivantes , de sorte que l'aciération pénètre jusqu'à 14 ou 15 millimètres ; mais l'intensité de l'aciération va en diminuant à partir de la surface , de sorte que si les barres avaient plus de 30 millimètres d'épaisseur, la partie centrale des barres resterait à l'état de fer. La cémentation se fait ordinairement dans de grandes caisses en tôle , en fonte ou en briques. Elles sont percées d'un certain nombre d'ouvertures , à travers lesquelles passent des barres d'essai que l'on peut retirer à volonté pour juger de la marche de l'opération. La durée de l'opération est de cinq à six jours.

L'acier fondu s'obtient en mettant dans un creuset de l'acier naturel ou de l'acier de cémentation , avec un mélange de verre pilé et de poussière de charbon ; ces

dernières substances forment à la surface du métal une couche vitreuse qui s'oppose à son oxidation. Lorsque l'acier est fondu, on retire les scories, on agite le métal, afin de lui donner l'homogénéité, et on le coule dans une lingotière. On peut aussi obtenir de l'acier fondu en soumettant à l'action de la chaleur un mélange de trois parties de fer, une de carbonate de chaux et une d'argile. D'après M. Boussingault, l'acier obtenu par ce dernier procédé ne renferme point de charbon.

Nous avons parlé (425) des propriétés des aciers damassés, nous ajouterons que M. Bréant est parvenu à faire un acier damassé en faisant fondre 100 parties de fonte grise et 100 parties de la même fonte grise préalablement oxidée. On est parvenu aussi à l'obtenir en faisant fondre 100 parties de fer doux et deux de noir de fumée (*Bulletin de la Société d'Encouragement*, 1823). MM. Stodart et Faradai regardent l'acier de l'Inde comme devant ses propriétés à la présence de l'aluminium, et M. Bréant le considère comme un mélange de deux aciers inégalement carbonés, dont l'un cristallise par un refroidissement convenablement ménagé (1).

1080. *Extraction du Cuivre.* Sous le rapport du mode de leur exploitation, les mines de cuivre se divisent en deux clases. Les oxides et les carbonates, les cuivres sulfurés et les cuivres gris argentifères. Le traitement métallurgique des premières est extrêmement simple, il consiste à fondre le minérai mêlé avec du charbon de bois ou du coke dans un fourneau à manche (2). Celui des autres est beaucoup plus compliqué.

Le minérai de cuivre pyriteux est d'abord soumis à un grillage pour brûler la plus grande partie du soufre qu'il renferme; ordinairement on le met en masses pyramidales (*fig.* 95) avec du bois ou de la houille; on opère sur 250 à 300 mille kilogrammes; quelquefois on le grille (toujours mêlé avec du combustible) de manière à recueillir une partie du soufre. L'appareil représenté (*fig.* 96) est composé d'une tour carrée où l'on place le minérai et le combustible, et de plusieurs chambres B communiquant entre elles et avec la tour; lorsque la combustion est commencée, on couvre le minérai avec de la terre, et les vapeurs, en passant par les chambres, y déposent une grande quantité de soufre; l'opération dure quelquefois plus d'un an. Après ce grillage, le minérai est fondu au fourneau à manche avec du charbon ou du coke et de la silice, pour vitrifier le fer et s'opposer à sa réduction. On obtient un produit qu'on désigne sous le nom de *Matte*; il est formé de cuivre, de fer et de soufre. Lorsque

(1) Il faut bien distinguer le damassé dont il est question avec celui que l'on peut produire sur tous les aciers, en les agitant dans un mélange d'eau et d'huile et versant ensuite de l'acide sulfurique; les portions de la surface sur lesquelles l'huile s'est appliquée étant soustraites à l'action de l'acide, présentent, après son action, un moiré qui imite quelquefois le vrai damassé, mais il n'est que superficiel.

D'après M. Molard, les instrumens en acier fondu, trempés et calcinés avec de la limaille de fer qui les désacière en partie à la surface, acquièrent la propriété de couper le fer sans se grener.

(2) Le fourneau à manche est disposé comme un haut fourneau, mais ses dimensions sont beaucoup plus petites.

le minérai est pauvre, on ajoute à cette première fonte du minérai pour faciliter la fusion et la réunion du métal. Cette première matte est ensuite soumise à des grillages successifs qui s'élèvent quelquefois jusqu'à douze, après quoi on fond de nouveau au fourneau à manche avec du coke et du quartz. La dernière matte qu'on obtient, et que l'on désigne sous le nom de *Cuivre noir*, contient ordinairement 0,90 de cuivre, et le plus souvent du soufre, du fer et du zinc; on l'affine dans un fourneau à réverbère, dont le sol est recouvert de charbon pilé et communique à volonté avec des bassins extérieurs, qu'on nomme *bassins de réception*; le cuivre impur est placé dans le fourneau et porté à la fusion; alors on fait agir des soufflets à la surface du métal, il se forme des scories qu'on enlève avec un rateau sans dents, et après deux heures de travail, le cuivre est affiné; on le fait alors arriver dans les bassins de réception, d'où on le retire en jettant de l'eau à la surface du métal et enlevant à chaque fois celui qui s'est solidifié. Le cuivre sous cette forme porte le nom de *Cuivre rosette.*

Lorsque le minérai de cuivre est très-pauvre, après le grillage on le traite par l'eau, pour dissoudre les sulfates de cuivre et de fer qui se sont formés; on peut alors précipiter le cuivre par le fer, et les eaux-mères sont concentrées pour en retirer le sulfate de fer.

Le cuivre renferme quelquefois assez d'argent pour qu'il soit avantageux de l'extraire; dans ce cas, le métal est fondu au fourneau à manche, avec trois fois son poids de plomb, et on coule l'alliage en cylindres d'une petite épaisseur; ces pains sont ensuite placés dans un fourneau à reverbère, dont on élève graduellement la température; le plomb s'écoule en entraînant l'argent, les pains deviennent poreux, et on les soumet ensuite à une plus haute température pour faire écouler une nouvelle quantité de plomb; cette opération porte le nom de *liquation*; le plomb argentifère est ensuite soumis à la coupellation pour en extraire l'argent (*voyez* l'article *Extraction du Plomb*), et le cuivre est affiné pour enlever les dernières portions de plomb.

1081. *Extraction de l'Étain.* Les mines d'oxide d'étain sont les seules qui soient exploitées. Le minérai est ou en roche ou disséminé dans un terrain d'alluvion; dans le premier cas on bocarde la mine; dans tous, on lave sur des tables avec des eaux courantes, pour séparer la guangue qui, étant moins pesante, est entraînée. En Saxe et en Bohême, où la mine contient du fer, du cuivre et de la pyrite arsenicale, on grille dans un fourneau à réverbère au-dessous du rouge brun: l'arsenic se volatilise, une partie du soufre se brûle, et il se forme des sulfates de fer et de cuivre; la matière encore rouge est jetée dans des baquets pleins d'eau qui dissout les sulfates; on la retire par évaporation, et le résidu composé d'oxide, d'étain, de cuivre et de fer, est lavé sur des tables; les

oxides de fer et de cuivre, plus légers que celui d'étain, sont entraînés. A Alt-Saint-Juban, il reste encore après le lavage une certaine quantité d'oxide de fer magnétique qu'on enlève avec un aimant. L'oxide ainsi purifié est traité par le charbon dans un fourneau à manche très-bas, dont le sol incliné est en granite. Comme l'oxide est très-divisé, on mouille le charbon pour que le courant d'air en entraîne moins. En Angleterre, on traite souvent l'oxide par le charbon dans un fourneau à réverbère chauffé à la houille; mais il paraît qu'on obtient un meilleur résultat au fourneau à manche, en employant le charbon de bois.

1082. *Extraction du Plomb.* Les mines de plomb que l'on rencontre dans la nature sont très-nombreuses, mais on n'exploite que les mines de sulfure (*galène*, *alquifoux*). On commence par bocarder et laver la mine, puis l'on procède au grillage, que l'on exécute ou à l'air libre, ou dans des fourneaux à réverbère; dans ce grillage on obtient de l'oxide et du sulfate; ce mélange est ensuite traité au fourneau à manche, avec du charbon de bois ou du coke; l'oxide se réduit et donne du plomb; mais le sulfate, repassant à l'état de sulfure, produit des mattes qu'il faut griller de nouveau. Pour les sulfures très-purs, on emploie deux autres procédés qui sont bien préférables: le premier consiste à griller la mine dans un fourneau à réverbère sans agiter, et à brasser ensuite le mélange; il se forme d'abord une couche de sulfate qui est au-dessus d'une couche de sulfure non attaqué, et lorsqu'on agite le sulfate est décomposé par le sulfure, le soufre de ce dernier s'empare de l'oxigène de l'oxide et d'une partie de l'oxigène de l'acide, et le plomb est réduit immédiatement; le second consiste à traiter le sulfure de plomb par la fonte ou le fer, ce dernier s'empare du soufre. Lorsqu'on emploie un fourneau à manche, on peut se servir ou du fer, ou de la fonte; mais lorsqu'on se sert du fourneau à réverbère, il faut nécessairement employer le fer; on pratique souvent un procédé mixte, qui consiste à griller le métal et à fondre au fourneau à manche, avec du coke et des scories de fer ou de la fonte.

Le plomb renferme presque toujours de l'argent, surtout s'il provient des galènes à petites facettes; lorsqu'il en contient au moins 0,0018, on peut l'extraire avec avantage; on suit pour cela la méthode suivante; le fourneau dont on se sert porte le nom de Fourneau à Coupelle, il a la forme d'un fourneau à réverbère circulaire; la voûte en est mobile et peut se placer ou s'enlever au moyen d'une grue; sur le sol se trouve une cavité circulaire, de peu de profondeur et d'une grande largeur, dans laquelle on tasse des cendres lessivées et calcinées de manière à donner à cette masse une surface concave, dont les bords soient de niveau avec le reste du sol; sur un des points de la circonférence se trouve la tuyère d'un soufflet, vis-à-vis une ouverture pour l'écoulement de la litharge; au-dessus

le tuyau de la cheminée, et entre cette ouverture et la tuyère se trouve le foyer. On commence par mettre sur la masse de cendres tassées une légère couche de paille ou de foin, et on y pose les lingots de plomb. On allume le foyer, le plomb entre en fusion; on fait jouer les soufflets, le plomb s'oxide, et la litharge est chassée par le vent des soufflets vers l'ouverture par laquelle elle s'écoule à l'extérieur. L'oxidation des dernières portions de plomb est annoncée par un éclat très-vif que prend le bain métallique, qui jusqu'alors avait été terni par les couches d'oxide de plomb qui se formaient continuellement; on introduit alors de l'eau dans la coupelle pour refroidir l'argent. Ce dernier métal renferme encore une petite quantité de plomb que l'on enlève complètement en faisant fondre les lingots d'argent dans une autre coupelle placée dans un fourneau semblable, mais qui n'a point de machine soufflante; le plomb s'oxide par la seule action du courant d'air produit par le foyer et passe à travers la coupelle.

1084. *Extraction de l'Argent.* Le mode d'extraction de l'argent est très-variable; cependant, tous les procédés ont pour but final de combiner l'argent avec le plomb ou avec le mercure. De la première combinaison, on extrait l'argent par la coupellation; et de la seconde, par la distillation. A Konsberg, où se trouve une mine d'argent natif très-riche, on fond directement le minérai avec du plomb, et on traite l'alliage au fourneau à coupelle. A Freyberg, où le minérai est composé de sulfure de fer et de cuivre renfermant seulement deux millièmes et demi d'argent, on grille le minérai avec la dixième partie de son poids de sel marin; il se forme des sulfates de fer, de cuivre, de soude, des chlorures de fer, de cuivre, d'argent, des oxides de fer et de cuivre, et du gaz sulfureux; la masse grillée est ensuite pulvérisée, et 100 parties sont mêlées avec 50 de mercure, 30 d'eau et 6 de disques de fer; le mélange est introduit dans des tonneaux mobiles sur leur axe, et que l'on fait tourner pendant seize à dix-huit heures. Le chlorure d'argent est décomposé par le fer, et l'argent se combine avec le mercure. On retire l'amalgame par les lavages; l'excès de mercure est séparé en comprimant l'amalgame dans des sacs de coutil, et le mercure est séparé de l'argent par la distillation. On exploite des mines d'argent encore moins riches que celles de Freyberg, et qui ne renferment qu'une très-petite quantité d'argent disséminée avec des oxides de fer, des pyrites de fer et de cuivre, dans de grandes masses de substances terreuses; alors le mode d'exploitation consiste à fondre la mine pour séparer les matières terreuses, à griller et à fondre plusieurs fois; enfin, à fondre avec du plomb et à coupeler le plomb argentifère. Au Mexique et au Pérou, le minérai est ordinairement composé d'argent natif, de sulfure et de chlorure d'argent, d'argent rouge, d'argent antimonial, de sulfures de fer et de cuivre, de silice et de carbonate de chaux. Le minérai est d'abord pulvérisé, puis mouillé et mêlé avec du

sel marin, et placé sur un sol couvert de dalles; au bout de quelques jours on ajoute de la chaux éteinte, si le mélange s'échauffe trop, et des pyrites, s'il ne s'échauffe pas assez. Le mélange est de nouveau abandonné à lui-même pendant quelques jours, après quoi on répand du mercure sur la masse que l'on fait pétrir par des hommes qui marchent pieds nus, ou par des chevaux ou des mulets. Pendant cette opération, on ajoute de la chaux ou des pyrites et du mercure. L'incorporation du mercure étant effectuée, on lave, et l'amalgame est traité comme à Freyberg. Dans quelques exploitations on traite le minérai par le grillage, le plomb et la coupellation.

1085. *Extraction de l'Or.* L'or se trouve toujours à l'état métallique, disséminé dans des sables, dans des roches ou dans des pyrites. L'or des sables ou des roches aurifères s'obtient en lavant les premiers immédiatement, et les dernières après les avoir réduites en poudre, et traitant les résidus par le plomb ou le mercure; dans le premier cas, l'or s'extrait par la coupellation, et dans le second, par la distillation. Quant aux pyrites aurifères, on leur fait éprouver plusieurs grillages et fontes successives, après quoi on les traite encore par le plomb ou le mercure.

L'or que l'on a obtenu par la coupellation peut encore contenir de l'argent, du fer et de l'étain; celui qui provient de l'amalgamation ne peut contenir que de l'argent. On enlève le fer et l'étain en fondant l'or avec du nitrate de potasse, et on sépare l'argent par un procédé qu'on désigne sous le nom de *Départ*, et qui s'exécute ainsi: par une analyse préliminaire on détermine la quantité d'argent que renferme l'or; si cette quantité n'est pas trois fois plus grande que celle de l'or, on ajoute la quantité d'argent nécessaire pour compléter cette proportion, après quoi on fond l'alliage et on le réduit en grenailles en le coulant par un petit filet dans une grande masse d'eau. On introduit parties égales de ces grenailles et d'acide nitrique à 25° dans des vases de grès, que l'on fait chauffer au bain de sable à l'ébullition pendant une demi-heure; on décante, on ajoute un même poids d'acide nitrique à 30°, on porte de nouveau à l'ébullition; on décante, on lave et on traite le métal pendant huit heures par le double de son poids d'acide sulfurique concentré et bouillant; on décante de nouveau, on lave et on fait fondre l'or pour le mettre en lingots; il est alors parfaitement pur. On retire l'argent des nitrates et sulfates de cuivre, en y plongeant des lames de cuivre; le nitrate de cuivre est ensuite concentré, et on en extrait l'acide nitrique par la distillation des cristaux. Maintenant le départ se fait uniquement avec l'acide sulfurique; on opère à chaud et dans des vases de platine.

1086. *Extraction du Mercure.* Les mines de sulfures de mercure sont les seules qui soient en masses assez considérables pour être exploitées en grand. Ces mines sont traitées par deux procédés différens; le premier est employé dans l'ancien département du Mont-Tonnerre, et l'autre à Almaden et à Idria. Le premier consiste à

broyer la mine avec de la chaux éteinte et à distiller dans un appareil de fonte; la chaux s'empare du soufre, et le mercure libre se réduit en vapeur et se condense dans des récipiens pleins d'eau. Le second procédé consiste à mêler la mine de mercure pulvérisé avec de l'argile pour en faire des masses solides, après quoi on le grille dans un fourneau dont la cheminée communique avec des chambres d'une grande capacité; le soufre est brûlé et le mercure volatilisé se condense dans les chambres.

1087. *Extraction du Zinc.* Les mines de zinc que l'on exploite sont ordinairement des calamines formées d'oxide de zinc, d'oxide de fer, de silice et de carbonate de chaux. On commence par calciner le minérai, pour le diviser plus facilement, puis on le mêle avec du charbon ou de la houille, et on distille dans des tuyaux de terre.

1088. *Extraction du Platine.* Ce métal, dont on commence à faire une grande consommation dans les arts chimiques, s'obtient en traitant la mine de platine à chaud par cinq à six fois son poids d'eau régale, formée avec une partie d'acide nitrique à 34° et deux parties d'acide hydro-chlorique à 22°, renouvelant l'acide jusqu'à ce qu'il n'ait plus d'action, évaporant à siccité pour chasser l'excès d'acide, dissolvant la matière dans dix à douze fois son poids d'eau, et y versant un excès d'une dissolution d'hydro-chlorate d'ammoniaque saturée à froid; il se forme un précipité jaune composé d'hydro-chlorate-ammoniaco de platine, que l'on recueille sur un filtre, et que l'on calcine au rouge dans un creuset de terre; le platine réduit reste dans le creuset sous la forme d'une masse spongieuse, friable. Pour obtenir ce métal en une masse cohérente et homogène, propre à être travaillée, on emploie deux procédés différens; le premier consiste à mêler le platine avec la huitième partie de son poids d'arsenic, il en résulte un alliage très-fusible que l'on coule en plaques; après quoi en les soumettant à une température graduellement croissante, on brûle et on volatilise l'arsenic; ces plaques perdent sous le marteau la porosité qu'elles ont acquise par l'évaporation de l'arsenic, et peuvent recevoir toutes les formes possibles. Le second procédé consiste à comprimer fortement le platine pendant sa réduction (1).

---

(1) On a découvert récemment dans la platine des propriétés très-remarquables, dont nous allons donner un résumé succinct.

M. Doebereiner a reconnu que le platine précipité de la dissolution d'hydro-chlorate de platine par le zinc, et le sulfure obtenu en précipitant la même dissolution par l'acide hydro-sulfurique, jouissent de la propriété de disposer l'alcool dont ils sont imbibés à se transformer, par l'absorption de l'oxigène de l'air, en acide acétique et en eau, et que le sulfure absorbe une partie du carbone de l'oxide de carbone et le transforme en acide carbonique; que tous deux absorbent un volume considérable d'hydrogène et des autres gas combustibles; 100 grains de sous-oxides absorbent 15 à 20 pouces de gas; qu'ils n'exercent aucune action sur l'oxigène et l'acide carbonique; que ces deux corps déterminent, à la température ordinaire, la combinaison des mélanges d'oxigène et d'hydrogène et deviennent incandescens; que le platine que l'on obtient par la calcina-

1089. *Extraction du Bismuth.* Le bismuth se trouvant presque toujours à l'état natif et étant très-fusible, les seules opérations métallurgiques auxquelles on soumet les mines de bismuth pour en extraire le métal, consistent à fondre la mine seule, lorsqu'elle est très-riche, et mêlée avec quelques fondans terreux lorsqu'elle est pauvre. L'opération se fait souvent dans de grands creusets de terre : après l'opération, le métal se trouve en culot au fond du vase. A Schnéeberg l'extraction du bismuth se fait dans des cylindres de fonte ouverts par les deux bouts et placés dans un foyer sous une petite inclinaison. L'extrémité inférieure, par laquelle le métal doit s'écouler, est fermée par un tampon d'argile percé d'un trou, l'autre extrémité est fermée par une plaque de fonte. Le bismuth, après son extraction, doit être soumis à une température très-élevée, pour en chasser l'arsenic qu'il renferme toujours.

---

tion de l'hydro-chlorate-ammoniacal de platine, jouit à un très-haut degré de cette dernière propriété et qu'il détermine immédiatement la formation de l'eau dans de l'air qui ne renferme qu'une très-petite fraction d'hydrogène. M. Doebereiner a reconnu dans le nickel la même propriété, mais à un faible degré.

Cette propriété du platine en mousse peut être mise en évidence par le procédé suivant : au moyen des appareils (*fig.* 28, 29 et 30) on dégage un courant d'hydrogène, et à une distance de quelques centimètres de l'orifice on place quelques fragmens de platine en mousse renfermés dans une petite cage de fils de platine. Le gas hydrogène, en se mêlant à l'air et rencontrant le platine, détermine à l'instant son incandescence qui allume ensuite le courant d'hydrogène. On fait maintenant par ce moyen des briquets qui sont beaucoup plus simples que celui représenté (*fig.* 33); ils sont composés d'un vase d'où se dégage à volonté un courant d'hydrogène, et devant l'orifice du tuyau d'écoulement, à deux ou trois centimètres de distance, se trouve une petite boîte métallique à jour renfermant le platine.

Depuis la découverte de M. Doebereiner, MM. Thénard et Dulong ont fait sur ce sujet des observations importantes; ils ont trouvé, 1° que le palladium, le rhodium et l'iridium jouissaient des mêmes propriétés que le platine; l'osmium en jouit au même degré à la température de 45 à 50°; 2° que tous les autres métaux jouissaient de la propriété de déterminer la combustion des mélanges détonens, mais à des températures différentes plus ou moins élevées et variables pour chacun d'eux, suivant leur état de division; 3° que le charbon, la pierre-ponce, la porcelaine, le verre et le cristal de roche déterminaient de même la combinaison de l'oxigène et de l'hydrogène à des températures inférieures à 350°; 4° que des fils de platine qui ne déterminent la combustion qu'à 300°, la déterminaient à 50 ou 60 lorsqu'ils avaient été rougis plusieurs fois et refroidis; ces fils plongés dans l'acide nitrique, lavés et séchés, produisent la combustion à la température ordinaire : la potasse et la soude paraissent agir comme l'acide nitrique; cette faculté comburante n'est point permanente, elle disparaît au bout de quelques heures; 5° que la limaille de fer nouvellement préparée agit comme la mousse de platine : elle conserve cette propriété pendant quelques heures; l'incandescence et l'acide nitrique agissent comme sur les fils de platine, mais la propriété persiste pendant plusieurs jours; 6° que quand le platine en mousse a perdu la propriété dont il est question, on le lui rend par la calcination ou l'acide nitrique; 7° que le platine précipité par le zinc conserve plus obstinément sa propriété comburante que le platine provenant de la calcination de l'hydro-chlorate-ammoniaco de platine; 8° que le platine en mousse détermine, à la température ordinaire, la combinaison de l'oxigène et de l'oxide de carbone, ainsi que la décomposition du gas nitreux par l'hydrogène; 9° que le gas oléfiant n'est décomposé par l'oxigène, sous l'influence du platine en mousse, qu'à 300°. Jusqu'ici on n'a émis aucune explication probable de ces phénomènes singuliers.

Le platine en mousse devient un moyen très-avantageux pour remplacer l'étincelle électrique dans les expériences eudiométriques; M. Doebereiner l'emploie pour cet objet sous une forme plus commode : il pétrit le platine avec de l'argile et forme de petites boules qu'il fait chauffer à la flamme du chalumeau.

1090. *Extraction de l'Antimoine.* Le sulfure d'antimoine est la seule mine d'antimoine exploitée. Le procédé de réduction du métal consiste, 1° à séparer le sulfure de la gangue; cette opération se fait avec une extrême facilité, à cause de la grande fusibilité du sulfure; l'appareil qui paraît le plus avantageux consiste en un fourneau à réverbère dont le sol est percé d'un grand nombre d'ouvertures qui communiquent avec un réservoir inférieur, et qui reçoivent des cônes renversés en terre et percés par leur sommet; c'est dans ces vases qu'on place le minérai; par l'action de la chaleur le sulfure se fond et se rend dans le réservoir inférieur; 2° à transformer le sulfure en oxide; cette opération se fait dans un fourneau à réverbère; le sulfure doit être pulvérisé et agité sans cesse; cette opération est très-longue, et toujours une portion du sulfure échappe à la combustion; 3° à mêler l'oxide avec du tartre ou avec du charbon mouillé par une dissolution concentrée de sous-carbonate de soude ou de potasse, et à soumettre ce mélange dans de grands creusets à une température très-élevée; le charbon décompose l'oxide, la potasse dissout le sulfure et forme une substance vitreuse qui recouvre le métal; ce dernier est refondu de nouveau et coulé en pains très-larges, dont la surface représente des ramifications cristallines qui ressemblent à des feuilles de fougère. On peut extraire l'antimoine de son sulfure par un procédé beaucoup plus simple, qui consiste à traiter le sulfure par le fer dans des creusets ou dans un fourneau à réverbère; le fer s'empare du soufre, et l'antimoine se sépare facilement; mais il paraît, d'après les essais qui ont été faits, que l'on n'obtient par ce procédé que de l'antimoine de très-mauvaise qualité.

L'antimoine très-pur se prépare dans les laboratoires en projetant dans un creuset chaud un mélange de trois parties de sulfure d'antimoine, deux de tartre et une de nitre, et calcinant au rouge blanc pendant une demi-heure; par la décomposition des deux sels et du sulfure, il se forme de l'antimoine rassemblé en culot au fond du creuset, des scories qui recouvrent le métal et qui sont composés de sous-carbonate et de sulfate de potasse, de sulfure d'antimoine et de potassium (1).

1091. *Extraction de l'Arsenic.* On rencontre dans la nature des mines d'arsenic natif; on peut en extraire l'arsenic très-pur par la sublimation dans des vases de fonte; mais il paraît que la majeure partie de l'arsenic que l'on trouve dans le commerce provient du grillage des mines de cobalt arsenical; car indépendamment du deutoxide d'arsenic qui se forme toujours et en grande quantité, on obtient aussi du métal; ce dernier est recueilli et purifié par une nouvelle sublimation; ce métal est ordinairement en masses poreuses noirâtres, composées de petites lames cristallines.

(1) M. Berthier, dans un Mémoire inséré dans les Annales de Physique et de Chimie, tom. XXV, a indiqué des améliorations importantes au mode d'extraction de l'antimoine.

§ II.

Extraction des Métaux qui sont sans usage, et Purification de ceux qui sont employés dans les arts.

1092. *Extraction des Métaux du premier ordre.* De tous ces métaux on n'a encore pu obtenir que le zirconium, en décomposant le fluate double de zircone et de potasse par le potassium (1063). A la vérité, l'yttria et la glucine paraissent avoir été réduits par le même procédé, mais ils sont retournés à l'état d'oxide par l'action de l'eau nécessaire pour la séparation du fluate de potasse.

1093. *Extraction des Métaux du second ordre.* Tous ces métaux peuvent être obtenus, au moyen de la pile, par le procédé indiqué page 246; on fait les coupelles dans lesquelles on place le mercure, avec des oxides hydratés pour extraire le barium, le strontium, le sodium et le potassium; et avec du sulfate de chaux pour extraire le calcium. Pour séparer le métal réduit du mercure avec lequel il est combiné, on introduit l'amalgame et de l'huile de naphte dans une très-petite cornue, et on distille : l'huile se volatilise d'abord, chasse l'air, et le mercure en se volatilisant ensuite, laisse le métal réduit parfaitement pur. Le potassium et le sodium s'obtiennent par un procédé plus simple et qui est fondé sur la propriété que possède le fer de réduire la soude et la potasse à une température très-élevée. L'appareil imaginé par MM. Gay-Lussac et Thénard, qui ont les premiers substitué ce système de réduction purement chimique à celui que nous avons décrit plus haut, consiste (*fig.* 97) en un canon de fusil A B C fixé dans un fourneau à réverbère; ce tube, décapé intérieurement et extérieurement, est recouvert, dans la partie qui se trouve dans l'intérieur du fourneau, d'une couche épaisse de lut infusible; la partie B C renferme de la tournure de fer décapée, et la partie extérieure A B contient de l'hydrate de potasse ou de soude. L'extrémité C reçoit une alonge terminée par un petit récipient H en cuivre fermé par un bouchon, à travers lequel passe un tube recourbé I. L'autre extrémité est également fermée par un bouchon et un tube de verre qui plonge dans l'eau d'une éprouvette; au-dessous de la partie du tube où se trouve l'hydrate, on suspend une grille E, destinée à recevoir des charbons incandescens. Lorsque tout est ainsi disposé, on allume le fourneau, et on alimente la combustion par le vent d'un bon soufflet de forge; un linge mouillé placé en B empêche la communication de la chaleur dans la partie B A du tube. Lorsque le tube est rouge blanc, on enlève le linge mouillé et on chauffe graduellement la partie B A; l'hydrate fond, se rend en B où il est décomposé; l'hydrogène qui provient de

la décomposition de l'eau de l'hydrate se dégage par le tube I, et le potassium se condense dans le récipient H. La réduction du sodium est plus difficile que celle du potassium; on la rend beaucoup plus aisée en mêlant cet hydrate avec un ou deux centièmes d'hydrate de potasse; on obtient un alliage dur et cassant dont on sépare facilement le potassium, en le mettant sous forme de plaques dans de l'huile de naphte et renouvelant de temps en temps l'air du vase; le potassium seul se brûle dans l'espace de quelques jours. On emploie maintenant un procédé beaucoup plus simple qu'on doit à M. Brumen, et qui consiste à distiller, à une haute température, un mélange de carbonate de soude ou de potasse et de charbon dans un vase de fer forgé; les métaux obtenus par ce dernier procédé renferment un peu de charbon.

1094. *Extraction des Métaux des* 3e, 4e *et* 5e *ordres.* Tous ces métaux peuvent s'obtenir en calcinant leurs oxides ou leurs acides avec du charbon à une très-haute température. On opère de la manière suivante: l'oxide pulvérisé est mêlé avec la quantité de charbon nécessaire pour convertir en acide carbonique l'oxigène de l'oxide, et on ajoute au mélange une quantité d'huile suffisante pour en former une pâte ferme; cette dernière est mise en petites boulettes que l'on introduit dans les cavités d'un creuset brasqué (les creusets brasqués sont des creusets réfractaires, ceux de Hesse sont préférables à tous les autres, remplis d'un mélange d'argile et de charbon fortement tassé et dans lequel on pratique des cavités cylindriques); on les recouvre de poussière de charbon, on ferme le creuset de son couvert que l'on assujettit avec du lut infusible. Le creuset est alors soumis dans un fourneau de forge à la plus haute température que l'on puisse produire. Après le refroidissement on trouve le métal en culot, si la température à laquelle il a été soumis est capable de le fondre. Ce mode de réduction a le grave inconvénient de donner quelquefois des métaux combinés avec le charbon, et même avec du silicium, du moins c'est ce qui arrive pour le platine (429).

La réduction par l'hydrogène, lorsqu'elle est possible, et il paraît qu'elle l'est pour tous les métaux dont il est question, ne présente aucun de ces inconvéniens; elle donne des métaux parfaitement purs. Lorsque la température devrait être considérable, on introduirait l'oxide ou l'acide dans un tuyau de porcelaine placé dans un fourneau à réverbère, dont on élèverait fortement la température; on adapterait à une des extrémités un tube communiquant avec un appareil d'où se dégagerait du gaz hydrogène sec, et à l'autre extrémité un second tube par lequel sortirait l'excès du gaz; lorsque la décomposition n'exigerait pas une température très-élevée, on emploierait l'appareil suivant (*fig.* 98). A est un flacon à deux tubulures, renfermant de la limaille de zinc et de l'acide sulfurique étendu, B un cylindre de verre renfermant des fragmens de chlorure de calcium, CDE un tube de verre au milieu de la partie horizontale duquel on a soufflé une boule M, on

met l'oxide à rédnire dans la boule M, qne l'on chauffe avec une lampe à esprit-de-vin (1).

Parmi les métaux dont il est question, il en est quelques-uns qu'on peut réduire par un procédé plus simple ; tels sont les oxides de nickel et de cobalt, que l'on obtient purs en calcinant leurs oxalates à l'abri du contact de l'air, et le chrome en calcinant l'hydro-chlorate de chrome dans une cornue.

1095. *Extraction des Métaux du 7ᵉ ordre.* Tous peuvent s'obtenir par la calcination de leurs oxides.

1096. Tous les procédés que nous venons de décrire supposent que l'on a des oxides parfaitement purs. Nous avons appris la manière d'obtenir tous ceux du 1ᵉʳ et du 2ᵐᵉ ordre sans avoir recours à leurs radicaux ; quant aux oxides ou aux acides des ordres suivans, nous avons indiqué la préparation des oxides au moyen des métaux ou des dissolutions salines ; et les préparations des sels ayant souvent été données au moyen des radicaux ou des oxides, il est nécessaire d'exposer l'extraction directe des métaux qui sont sans usage et la purification des métaux usités dans les arts, dont nous avons décrit l'extraction.

Tons les métaux qni sont employés dans les arts et dont nous avons décrit le procédé d'extraction dans le premier paragraphe, ne sont presque jamais purs ; on peut les obtenir tels par différens procédés qne nous allons exposer. Le mercure, le zinc et l'arsenic se purifient par la distillation. L'antimoine et le bismuth en les dissolvant, le premier dans l'acide hydro-chlorique, le second dans l'acide nitrique, versant ces sels dans une grande qnantité d'ean, et calcinant les précipités lavés avec dn charbon ; l'or, en précipitant l'hydro-chlorate impnr par le proto-sulfate de de fer ; l'argent, en réduisant par la potasse le chlorure précipité du nitrate impur par le sel marin ; le platine, en le dissolvant dans l'eau régale et précipitant par le

---

(1) M. Gustave Magnus a fait sur la réduction des métaux par l'hydrogène des observations importantes; il a reconnu, 1° que les oxides de fer, de cobalt et de nickel renfermant de l'alumine ou de la glucine, réduits par l'hydrogène, s'enflammaient spontanément, et que dans l'opération l'alumine n'était pas réduite; 2° que ces oxides purs, réduits à une température inférieure à la chalrur rouge, jouissaient de la propriété de s'enflammer aussi spontanément; 3° que le fer inflammable, chauffé dans l'acide carbonique, perd cette propriété; qu'on lui rend en le chauffant dans l'hydrogène; 4° que l'hydrogène qui pourrait être condensé dans les parties du métal, ne paraît pas jouer un rôle important dans la combustion, car le fer, rédnit par la calcination de l'oxalate, est inflammable lorsque la température n'a pas été trop élevée; et dans cette expérience il n'a pu se former que de l'acide carbonique. Il paraît d'après cela que la combustibilité des métaux tient à la grande porosité dans laquelle on les obtient toujours lorsque les oxides purs ont été réduits à une température peu élevée, parce qu'il n'y a pas même eu commencement de fusion, et lorsqu'ils sont mêlés d'alumine ou de glucine et qu'ils ont été soumis à une température très-élevée, parce que ces terres retardent la fusion et l'agglomération des parties du métal. Ces phénomènes ont beaucoup de rapport avec celui que M. Berzélius a observé sur la combustibilité du silicium et la faculté comburante connue du platine et de plusieurs autres substances.

sel ammoniac et calcinant au rouge le sel double ; le cuivre, en précipitant ses dissolutions par le fer ; le fer, en le dissolvant dans l'acide sulfureux, filtrant l'hyposulfite pour séparer le carbone, précipitant par une dissolution alcaline et réduisant l'oxide par l'hydrogène ; l'étain, en le traitant par l'acide nitrique, recueillant le précipité, le lavant successivement dans l'acide hydro-chlorique et dans l'eau régale, lavant et calcinant avec un poids égal de résine et de borax ; le plomb, en calcinant avec du charbon le sous-carbonate obtenu, en faisant passer un courant d'acide carbonique à travers une dissolution de sous-acétate.

Parmi les métaux sans usages, nous avons donné le mode d'extraction directe des oxides de molybdène (65), de chrome (604), de tungstène (656), de colombium (658), de cérium (1025), de titane (618) (1). Il ne nous reste par conséquent à examiner que les méthodes d'extraction du manganèse, du cadmium, de l'urane, du cobalt, du nickel, du tellure et de ceux qu'on rencontre dans la mine de platine, qui, à l'exception du mercure, de l'or et de l'argent, constituent les 6e et 7e ordres.

1097. *Extraction du Manganèse.* On trouve dans la nature des mines de peroxide de manganèse qui sont bien cristallisées et sensiblement pures ; cependant elles renferment presque toutes une petite quantité de fer : on parvient à séparer ce dernier métal par plusieurs procédés : 1° on dissout la mine dans l'acide sulfurique, on porte le fer au maximum d'oxidation en faisant bouillir la dissolution avec de l'acide nitrique, et si le manganèse n'était pas au premier degré d'oxigénation, on l'y amènerait en faisant chauffer la dissolution avec du sucre ou de la gomme (765) ; on sature la liqueur encore chaude avec du sous-carbonate d'ammoniaque, de soude ou de potasse ; le fer seul se précipite ; si on dépassait de beaucoup le terme de la saturation, il y aurait du manganèse précipité ; mais comme le carbonate de manganèse est un peu soluble dans les dissolutions où il s'est formé, il n'y a point d'inconvénient à le dépasser un peu. Le second procédé consiste à faire encore passer le fer au maximum d'oxidation et à verser du bi-carbonate de potasse jusqu'à ce que la liqueur commence à ne plus s'éclaircir par l'agitation ; en faisant chauffer, l'acide carbonique se dégage et le fer se précipite. Le troisième consiste à verser dans la dissolution métallique, renfermant toujours le fer à l'état de peroxide et le manganèse au premier degré d'oxigénation et étant le moins acide possible, du succinate de potasse,

(1) M. Henri Rosi vient de découvrir, pour séparer le fer du titane, lorsqu'ils sont en dissolution dans l'acide hydro-chlorique, un procédé plus exact que celui que nous avons indiqué. Il consiste à ajouter de l'acide tartrique et un excès d'ammoniaque ; il ne se forme aucun précipité, mais en ajoutant de l'hydro-sulfate d'ammoniaque, tout l'oxide de fer se précipite. On filtre la liqueur, on évapore à siccité et on calcine dans un vase ouvert : le résidu est de l'oxide de titane parfaitement pur.

le fer seul est précipité. On peut alors obtenir l'oxide de manganèse pur en versant de la potasse dans la dissolution, et le réduire par les moyens que nous avons indiqués.

1098. *Extraction du Cadmium.* Le cadmium se rencontre, comme nous l'avons dit, dans certaines mines d'oxide et de sulfure de zinc; il n'y entre que pour quelques centièmes; il s'y trouve probablement dans le même état que le zinc. Pour extraire le cadmium des calamines, on commence par dissoudre à chaud la mine dans l'acide sulfurique faible, on filtre et on précipite le cadmium par un courant d'hydrogène sulfuré; mais comme il y a toujours un peu du zinc entraîné, on dissout le précipité dans l'acide hydro-chlorique et on précipite par un excès de sous-carbonate d'ammoniaque: le zinc est dissous par l'excès du sel alcalin, et on obtient l'oxide de cadmium pur, que l'on décompose en le faisant chauffer dans une cornue de verre avec du charbon; il se sublime et s'attache à la voûte de la cornue; on peut alors le retirer et le mettre en culot. Dans les établissemens des environs de Bristol, où l'on extrait le zinc, l'appareil que l'on emploie consiste en un vase fermé à sa partie supérieure et communiquant par la partie inférieure, au moyen d'un tube, à un espace voûté placé au-dessous; sur le sol de cet espace se trouve un vaisseau rempli d'eau, et un tube mobile qui se réunit au premier et vient aboutir près de la surface de l'eau; on ne joint les deux tubes que lorsqu'il ne se dégage plus de vapeurs brunes et qu'elles sont remplacées par une flamme bleue; ces vapeurs sont dues à la combustion du cadmium: l'oxide de ce métal s'attache à la voûte avec de la suie et de l'oxide de zinc; M. Heraspath a extrait de ce mélange de suie et d'oxides jusqu'à 0,20 de cadmium. Le procédé qu'il a employé consiste à traiter par l'acide hydro-chlorique et à précipiter par le zinc.

1099. *Extraction de l'Urane.* La nature n'offre les oxides d'urane purs qu'en petite quantité; mais on rencontre un minérai assez abondant, désigné sous le nom de *Pechblende*, qui renferme une grande quantité d'urane uni à du soufre, de la silice, du zinc, du cuivre, du cobalt, du plomb et du fer. Pour extraire l'urane de ce mélange compliqué, M. Arfwedson emploie le moyen suivant: on dissout à chaud le pechblende porphyrisé dans l'eau régale, on évapore l'excès d'acide, on ajoute de l'acide hydro-chlorique, et la liqueur étendue d'une grande quantité d'eau est filtrée; la silice et une partie du soufre restent sur le filtre; la liqueur est alors traitée par l'acide hydro-sulfurique gazeux, tant qu'il se forme un précipité; le cuivre, l'arsenic et le plomb sont précipités à l'état de sulfure, et la dissolution ne contient plus que de l'urane, du cobalt, du fer et du zinc; on suroxide le fer par l'ébullition avec l'acide nitrique, et on verse un excès de carbonate d'ammoniaque; le fer est précipité; la liqueur filtrée est portée à l'ébullition, les oxides d'urane, de cobalt et de zinc se précipitent; le précipité filtré et lavé est chauffé au rouge et mis en macération avec de l'acide hydro-chlorique qui dissout les oxides de zinc et de cobalt et laisse l'oxide d'urane

parfaitement pur (1). Cet oxide se réduit par l'hydrogène à une température peu élevée.

1100. *Extraction du Cobalt.* Ce métal s'extrait ordinairement de la mine de cobalt arsenical, qui est composée de cobalt, d'arsenic, de fer, de soufre et d'une petite quantité de nickel. On commence par pulvériser la mine et on la grille; la majeure partie de l'arsenic et du soufre est brûlée et se dégage; lorsqu'il ne se forme plus de vapeurs sensibles, on mêle le résidu avec la moitié de son poids de nitre et on chauffe pendant une heure au rouge blanc. Le résidu de cette opération est composé de sulfate et d'arséniate de potasse, de potasse en excès, de tritoxide de fer, d'oxides de cobalt et de nickel; la matière calcinée est traitée par une grande quantité d'eau bouillante afin de dissoudre les sels solubles, et on sépare les oxides par la filtration. Les trois oxides sont ensuite dissous dans l'acide hydro-chlorique, et le fer est précipité par l'ammoniaque; la dissolution ne renferme plus alors que des hydro-chlorates d'ammoniaque combinés avec ceux de cobalt et de nickel; on concentre la dissolution, on verse un excès de potasse, et la concentration est continuée jusqu'à siccité; tout l'ammoniaque est alors dégagé, et il ne reste plus que de l'hydro-chlorate de potasse avec un grand excès de base et les oxides de cobalt et de nickel; la matière est lavée à l'eau bouillante, et l'on obtient les deux oxides parfaitement purs. Pour les séparer, le meilleur procédé consiste à traiter à chaud le mélange par une dissolution concentrée d'acide oxalique; il se forme des oxalates insolubles même dans un grand excès d'acide; on les dissout dans l'ammoniaque concentré, à l'aide d'une douce chaleur; la dissolution est abandonnée à l'air, l'excès d'ammoniaque se dégage, et l'oxalate-ammoniaco de nickel se précipite en cristaux, tandis que celui de cobalt reste en dissolution. En calcinant ce dernier on obtient une poudre noire qui est le métal réduit.

1101. *Extraction du Nickel.* Les mines de nickel renferment ordinairement du cobalt, de l'arsenic, du fer, du cuivre et du soufre; le procédé d'extraction est absolument semblable à celui que nous avons décrit pour l'extraction du cobalt, si ce n'est qu'il faut se débarrasser du cuivre que retient la dissolution dans l'acide hydro-chlorique, avant de précipiter le fer par l'ammoniaque: il suffit pour cela de faire passer dans la dissolution un courant d'acide hydro-sulfurique; le cuivre est précipité à l'état de sulfure (2). L'oxalate-ammoniaco de nickel, obtenu comme nous avons dit,

(1) Parce que l'oxide d'urane calciné n'est point soluble dans les acides. Les oxides d'urane se combinent, comme nous avons vu, avec la plupart des acides; les sels de protoxide ont une grande tendance à former des sels de deutoxide; le deutoxide se combine avec presque toutes les bases et forme beaucoup de sels doubles, et il paraît qu'il est impossible de l'obtenir pur, car en précipitant par les alcalis les dissolutions de sel de peroxide, on obtient des uranistes alcalins, et en décomposant le nitrate par la chaleur, on obtient un protoxide.

(2) Les autres métaux ne le sont pas, parce que l'acide hydro-sulfurique libre, c'est-à-dire non combiné avec une base, ne précipite pas les oxides des deux premiers ordres, ainsi que ceux de manganèse, de zinc, de fer, de cérium, d'urane, de cobalt, de titane et de nickel.

devra être lavé à l'eau chaude pour enlever le sel de cobalt qui est contenu dans l'eau-mère qui le mouille. Ce sel calciné donnera le nickel pur. On pourrait aussi en extraire l'oxide en le décomposant par la potasse, et réduire ce dernier par l'hydrogène.

1102. *Extraction du Tellure.* Les mines de tellure sont très-variables dans leur composition ; les plus répandues sont celles qui renferment de l'or et du fer, ou de l'or et de l'argent. De toutes les deux le tellure s'extrait par le même procédé ; il consiste à traiter à chaud la mine porphyrisée par cinq ou six fois son poids d'acide nitrique : on dissout ainsi le tellure et une partie du fer, ou l'argent, et la partie insoluble est composée de la gangue ordinairement siliceuse, de l'or et d'une partie du fer ; la liqueur étendue d'eau est filtrée, traitée par un excès de potasse en dissolution : le fer ou l'argent sont précipités ; la liqueur ne renferme plus qu'une combinaison de potase et d'oxide de tellure : on sature par l'acide hydro-chlorique, et l'oxide de tellure se précipite à l'état de sous-sel dont on enlève l'acide en le lavant avec un mélange de parties égales d'eau et d'alcool (l'eau seule le dissoudrait), et on fait sécher à une douce chaleur ; cet oxide est réductible par le charbon et l'hydrogène à une température peu élevée. On peut aussi l'obtenir en le précipitant, par le fer, de sa dissolution dans l'acide hydro-chlorique.

1103. *Extraction de l'Iridium, de l'Osmium, du Palladium et du Rhodium.* Ces métaux, comme nous l'avons vu, sont tous renfermés dans la mine de platine, qui contient, en outre, de l'oxide de fer combiné avec ceux de titane, de chrome, des paillettes d'alliage d'or et d'argent et des traces de cuivre, de plomb sulfuré et de mercure.

1104. La mine, traitée à plusieurs reprises et à chaud par l'eau régale, fournit une dissolution et une matière insoluble.

1105. La matière insoluble est formée d'iridium uni à l'osmium, et de fer combiné avec les oxides de chrome et de titane (le fer, le chrome et l'osmium, qui sont solubles isolément dans l'eau régale, ne s'y dissolvent pas lorsqu'ils sont unis, les premiers, à l'oxide de titane, le second, à l'iridium). On mêle ce résidu avec deux fois son poids de nitre, et on calcine de manière à décomposer le nitrate, et, afin de recueillir l'oxide d'osmium qui pourrait se volatiliser, on fait l'opération dans une cornue de grès : l'osmium et l'iridium s'oxident, et l'oxide de chrome s'acidifie. On lave avec de l'eau bouillante, et la matière insoluble est chauffée avec de l'acide hydro-chlorique peu concentré ; elle est calcinée de nouveau avec du nitre, puis traitée par l'eau et l'acide hydro-chlorique ; cette opération est répétée jusqu'à ce que toute la matière soit dissoute dans l'eau ou l'acide. De ces deux dissolutions l'une est alcaline et renferme l'oxide d'osmium, l'acide chromique et un peu de protoxide d'iridium ; l'autre, très-acide, contient de l'oxide de fer, de l'oxide de titane et de l'oxide d'iridium.

1106. C'est de la dissolution alcaline que l'on extrait l'osmium; pour cela on la sature par l'acide nitrique; l'oxide d'iridium se précipite en flocons verts; on filtre; la la liqueur est distillée dans une cornue de verre communiquant avec un ballon maintenu à une basse température; l'oxide d'osmium se dégage avec l'eau et y reste en dissolution; on verse dans la liqueur distillée une petite quantité d'acide hydro-chlorique, et on y plonge une lame de zinc: l'osmium réduit se précipite, et on lui donne le brillant métallique en le calcinant dans un vase clos. (Comme une partie de l'osmium se dissout dans l'eau régale, et qu'il se volatilise pendant le traitement de la mine de platine par cet acide, il faut faire cette opération dans une cornue, condenser les vapeurs qui se dégagent, saturer par le lait de chaux et distiller).

1107. La dissolution acide renferme, comme nous l'avons vu, les oxides d'iridium, de fer et de titane; on en extrait l'iridium par le procédé suivant: on porte cette liqueur à l'ébullition, il se forme un précipité d'une partie des trois oxides; on filtre, on concentre la liqueur et on verse de l'ammoniaque de manière à ne pas saturer complètement l'excès d'acide; il se forme alors un précipité noir brillant d'hydro-chlorate-ammoniaco d'iridium; ce sel est lavé à l'eau froide, séché et calciné; le résidu est l'iridium pur. La dernière liqueur et le premier précipité renferment encore de l'iridium; on extrait celui de la dissolution en y versant un excès d'ammoniaque; les oxides de fer et de titane sont précipités; on filtre, on évapore à siccité, et on calcine. On obtient de la même manière l'iridium du précipité qui se forme pendant l'ébullition de la dissolution acide, en traitant ce précipité par l'acide hydro-chlorique.

1108. La première dissolution que l'on obtient en traitant la mine par l'eau régale, contient le platine et les autres métaux; nous avons donné (1088) le moyen d'en extraire la majeure partie du platine en précipitant par l'hydro-chlorate d'ammoniaque. La liqueur filtrée contient donc encore toutes les différentes substances qu'elle renfermait avant: on les sépare par deux procédés, dont l'un est dû à M. Vauquelin, l'autre à M. Wolaston; nous ne décrirons que le premier.

1109. Le procédé de M. Vauquelin consiste à mettre des lames de fer dans la dissolution; on obtient un précipité noir, composé de fer, de cuivre, de plomb, de mercure, de palladium, de rhodium, d'iridium et d'osmium; ce précipité est traité successivement par les acides nitrique et hydro-chlorique qui dissolvent, le premier, beaucoup de fer et de cuivre et un peu de palladium, et le second, encore beaucoup de fer et de cuivre et une petite quantité de palladium, de platine et de rhodium. Le dernier résidu est lavé et calciné pour volatiliser les chlorures de mercure et de cuivre, puis traité à plusieurs reprises par l'eau régale. C'est de cette dernière dissolution qui renferme du palladium, du rhodium, du platine, de l'iridium, du fer et du cuivre, que l'on extrait les deux premiers.

Pour obtenir le palladium, il faut d'abord enlever le platine ; pour cela on évapore jusqu'en consistance sirupeuse, afin de chasser l'excès d'acide ; on étend d'eau et on verse de l'hydro-chlorate d'ammoniaque. On filtre, on évapore à siccité, on dissout dans une petite quantité d'eau, et les dernières portions de sel double de platine restent insolubles. La liqueur filtrée est étendue d'eau à laquelle on ajoute une petite quantité d'acide hydro-chlorique très-faible, et on verse de l'ammoniaque de manière à ne pas saturer complètement ; l'hydro-chlorate-ammoniaco de palladium se précipite en aiguilles roses ; on lave le précipité, on le calcine et on obtient le palladium pur.

Pour obtenir le rhodium, on fait évaporer les eaux-mères du sel de palladium jusqu'à ce qu'elles puissent cristalliser en masse par le refroidissement. Ces cristaux, égouttés et réduits en poudre, sont macérés et lavés dans l'alcool, tant que celui-ci se colore ; on dissout ainsi le fer et le cuivre, et on obtient une poudre rouge, formée d'hydro-chlorate-ammoniaco de rhodium. Comme ce sel pourrait encore renfermer du sel double de platine, il faut le dissoudre dans de l'eau faiblement acidulée ; le sel de platine étant insoluble, se sépare très-facilement ; la dissolution, évaporée à siccité et calcinée, donnera le rhodium parfaitement pur.

RÉSUMÉ DU CHAPITRE XXI.

Extraction des Métaux.

Extraction des Métaux utiles.

Extraction du Fer. Les mines d'oxide de fer sont les seules qui soient exploitées. Les mines terreuses doivent être bocardées et lavées. Les mines en roches doivent être grillées. Le minérai, mêlé avec du charbon de bois, ou du coke et du calcaire, ou de l'argile, est fondu dans un haut fourneau : le métal, sous le nom de fonte, se réunit dans le creuset, au-dessous d'une masse vitreuse. Les mines manganésifères donnent de la fonte blanche qui produit du bon acier, mais difficilement du fer doux ; celles qui ne contiennent point de manganèse produisent des fontes grises, qui, lorsqu'elles sont douces, donnent du bon fer. L'affinage de la fonte se fait dans des appareils semblables aux forges de serrurier : à mesure que le charbon se brûle, le fer moins fusible s'agglomère ; on en fait sortir le laitier sous le martinet ou au laminoir. Certaines mines de fer peuvent donner immédiatement du fer en les traitant de la même manière que la fonte.

L'acier naturel se prépare par le procédé de l'affinage de la fonte ; seulement le vent est dirigé horizontalement, et les masses agglomérées sont, à l'instant de leur extraction, présentées au vent des soufflets. L'acier de cémentation s'obtient en chauffant des barres de fer dans un mélange de poussière de charbon, de cendre et de sel marin. L'acier fondu s'obtient en fondant dans un creuset l'acier naturel ou l'acier de cémentation.

Extraction du Cuivre. Le procédé d'extraction du cuivre, des mines d'oxide et de carbonate, consiste uniquement à fondre le minérai, mêlé avec du charbon ou du coke, dans un fourneau à manche. Le procédé d'extraction des mines de cuivre pyriteux est très-long ; il consiste à griller et à fondre alternativement un grand nombre de fois le minérai, et à l'affiner

dans un fourneau à réverbère. Lorsqu'il renferme une quantité d'argent suffisante, on fond le métal avec du plomb, et on coule l'alliage en pains cylindriques, d'une petite épaisseur, que l'on place dans un fourneau à réverbère dont on élève graduellement la température : le plomb argentifère s'écoule, et on en extrait l'argent par la coupellation.

Extraction de l'Étain. Les mines d'oxide d'étain sont les seules exploitées. Le minérai est d'abord bocardé, lavé pour séparer la gangue, puis grillé, lavé de nouveau et fondu avec du charbon au fourneau à manche.

Extraction du Plomb. Les mines de sulfures sont les seules exploitées. L'extraction du plomb se fait par plusieurs procédés : le premier consiste à griller la mine et à fondre avec du charbon au fourneau à manche ; le second, à griller dans un fourneau à réverbère sans agiter, et, à une certaine époque, à brasser le mélange, en élevant la température ; le troisième, à traiter le sulfure par le fer ou la fonte. Lorsque le plomb renferme 0,0018 d'argent, on extrait ce dernier métal par la coupellation.

Extraction de l'Argent. Lorsque l'argent se trouve à l'état natif, l'extraction se fait au moyen de l'amalgamation, on en fondant le minérai avec le plomb ; dans le premier cas, on sépare l'argent par la distillation ; dans le second, par la coupellation. Lorsque l'argent est à l'état de sulfure, le minérai est mêlé avec du sel marin, grillé, réduit en poudre, mêlé avec de l'eau, des disques de fer et du mercure, et agité dans des tonneaux mobiles autour de leur axe. Le procédé que l'on suit au Mexique revient à peu près à celui que nous venons de décrire, mais il est beaucoup plus compliqué.

Extraction de l'Or. L'or étant toujours à l'état natif, on l'extrait par une simple fusion, ou en employant le mercure ou le plomb. Lorsque l'or est disséminé dans des pyrites, on fait éprouver un grillage au minérai. L'or qui a été obtenu par le plomb peut renfermer du fer, de l'étain et de l'argent ; celui qui provient de l'amalgamation ne contient que de l'argent. On sépare le fer et l'étain en les fondant avec du nitre, et l'argent, par l'opération du départ, qui consiste à traiter l'or réduit en grenailles par l'acide nitrique bouillant : pour que l'argent se sépare complètement, l'alliage doit renfermer trois parties d'argent sur une d'or. On fait maintenant cette opération avec l'acide sulfurique concentré.

Extraction du Mercure. Les mines de sulfure sont les seules exploitées. On extrait le mercure par deux procédés : le premier consiste à distiller le minérai mêlé avec de la chaux ; le second, à griller le minérai dans des fourneaux dont la cheminée communique avec de grandes chambres où le métal se rassemble.

Extraction du Zinc. La mine d'oxide de zinc est la seule exploitée ; on la calcine pour la diviser plus facilement ; on la mêle avec du charbon, et on distille dans des cylindres de fonte.

Extraction du Platine. On traite la mine de platine par l'eau régale, on précipite par l'hydrochlorate d'ammoniaque, on calcine et on comprime le métal pendant sa réduction.

Extraction du Bismuth. Ce métal se rencontrant ordinairement à l'état natif, le procédé d'extraction consiste uniquement dans la fusion du minérai.

Extraction de l'Antimoine. Ce métal s'extrait du sulfure : on commence par séparer par la fusion le sulfure de sa gangue, puis on grille et on fond le produit du grillage dans des creusets avec du tartre ou du charbon et de la soude.

Extraction de l'Arsenic. Ce métal se retire des cheminées des fourneaux de calcination des mines de cobalt.

Extraction des Métaux sans usages.

De tous les métaux du 1er ordre on n'a encore obtenu que le silicium et le zirconium ; le premier, en décomposant le fluate de silice par le potassium ; le second, en décomposant par le même métal le fluate double de potasse et de zircone.

Les métaux du 2e ordre peuvent être tous obtenus par la pile. La potasse et la soude sont encore réduites par le fer ou le charbon, à une très-haute température.

Tous les autres métaux s'obtiennent en réduisant leur oxide par le charbon, un grand nombre par l'hydrogène, et quelques-uns par le seul effet de la chaleur.

DEUXIÈME PARTIE.

Chimie Organique.

1110. L'étude de la Chimie des corps organisés se compose, 1° de l'examen des différentes substances qui se rencontrent dans les végétaux et les animaux et qui sont produites par l'acte de la végétation et de la vie, et de celles qui résultent soit des actions réciproques de celles-ci les unes sur les autres, soit de l'action de la chaleur et des substances minérales; 2° de l'examen de la composition des végétaux et des animaux; 3° de la description des phénomènes principaux qui se développent dans la vie des êtres organisés; 4° de l'étude des phénomènes qui se manifestent dans les corps organisés après la mort.

Les substances qui existent tout formées dans les végétaux et les animaux, et que l'on ne peut décomposer qu'en les réduisant à leurs derniers élémens minéraux, portent le nom de Principes immédiats.

LIVRE PREMIER.

Chimie Végétale.

CHAPITRE PREMIER.

Considérations Générales.

1111. Les substances végétales que l'on considère en chimie sont ou des principes immédiats qui existent tout formés dans les plantes, ou des corps qui proviennent de leur altération par la chaleur, de leurs actions réciproques et celles des substances minérales. Ces substances sont toutes formées d'oxigène, d'hydrogène et de carbone dans des proportions varia-

bles, quelques-unes renferment en outre de l'azote; sous ce rapport elles se rapprochent des substances animales, qui, comme nous le verrons plus tard, sont formées de ces quatre élémens.

Les végétaux sont aussi composés de la même manière, mais ils renferment en outre quelques substances minérales: quelquefois elles y sont nécessaires, mais souvent elles n'y sont qu'accidentelles.

Les élémens qui constituent les substances végétales y sont dans des proportions relatives très-variables; d'après l'analyse d'un grand nombre d'entre elles, il résulte, 1° que la quantité d'oxigène n'est jamais suffisante pour brûler la totalité de l'hydrogène et du carbone; 2° que les substances renfermant plus d'oxigène qu'il n'en faut pour brûler leur hydrogène, sont acides; 3° que les substances qui contiennent de l'oxigène et de l'hydrogène dans les mêmes rapports que dans l'eau, ne sont ni acides ni alcalines et sont analogues au sucre, à la gomme: 4° que les substances dans lesquelles l'hydrogène est à l'oxigène dans un plus grand rapport que dans l'eau, renferment un grand excès de carbone, qu'elles sont très-combustibles, comme les huiles et les résines: quelques-unes sont acides et analogues aux hydracides minéraux.

1112. *Propriétés générales.* Parmi les substances végétales, il en est quelques-unes qui peuvent entrer en ébullition et se volatiliser, tels sont l'alcool, l'éther, l'acide acétique, les huiles essentielles; quelques-unes se vaporisent seulement dans les gaz, tels sont le camphre, l'acide benzoïque, l'acide oxalique; la plupart des autres sont fixes. Toutes sont décomposées à la température de la chaleur rouge; les produits de cette décomposition sont du charbon, du gaz oxide de carbone et de l'hydrogène carboné; celles qui renferment de l'azote donnent, en outre, de l'acide hydro-cyanique, de l'ammoniaque et de l'azote.

Pour décomposer complètement une substance végétale par l'action de la chaleur, qu'elle soit ou non volatile, l'appareil le plus simple consiste en une cornue de grès, communiquant avec un cylindre de porcelaine placé dans un fourneau à réverbère, dont l'autre extrémité est garnie d'un tube qui s'engage sous des cloches pleines d'eau ou de mercure; on met

la substance végétale dans la cornue, et on la fait chauffer, lorsque le tube de porcelaine est incandescent ; si la matière végétale est fixe, la décomposition commence à s'effectuer dans la cornue ; mais une partie de la matière plus ou moins altérée se dégage avec les gaz et se décompose entièrement dans le tube de porcelaine ; si la matière est volatile, la décomposition a uniquement lieu dans cette dernière partie de l'appareil (1).

1113. *Action de l'Air.* L'air, à la température ordinaire, agit sur la plupart des substances végétales ; nous examinerons les phénomènes qui se développent dans cette circonstance en étudiant chaque substance en particulier, et principalement dans le Chap. III. L'air, à une température suffisamment élevée, brûle toutes les substances végétales et donne pour produit de l'eau et de l'acide carbonique ; mais comme dans les circonstances ordinaires l'air ne se renouvelle pas assez vite pour opérer une combustion complète, il se forme du charbon, et quelquefois une partie de la substance végétale se volatilise dans un état d'altération plus ou moins avancé.

1114. *Action de l'Eau.* Aucune substance végétale ne décompose l'eau, mais il en est un grand nombre qui sont solubles dans ce liquide ; en général celles qui sont très-oxigénées sont très-solubles, et celles qui sont très-hydrogénées le sont très-peu.

1115. *Action des Corps combustibles.* Le phosphore et le soufre n'ont d'action que sur les substances très-hydrogénées ; ils se dissolvent dans l'alcool et les huiles, et forment des composés solides avec les résines.

L'iode s'empare de l'hydrogène de toutes les substances végétales à la température où elles se décomposent. A la température ordinaire, l'iode

---

(1) Si l'on décomposait une matière végétale fixe par une simple distillation, on obtiendrait en général pour produit, de l'eau, de l'acide carbonique, de l'hydrogene carboné, de l'acide acétique, une huile brunâtre et du charbon ; la quantité relative de ces produits dépendrait de la composition de la substance végétale ; si elle était tres-oxigénée, on obtiendrait beaucoup d'eau, d'acide carbonique et d'acide acétique ; si au contraire elle était tres-hydrogénée, on aurait beaucoup d'hydrogène carboné, d'huile et de charbon. Certaines substances végétales donnent en outre d'autres produits ; mais ce n'est point ici le lieu de les examiner.

est sans action sur les substances végétales acides ; il agit par l'intermède de l'eau sur celles qui sont alcalines, il se forme des hydriodates et des iodates ; il se combine avec plusieurs substances neutres et principalement avec l'amidon ; enfin, il s'empare souvent à froid de l'hydrogène des substances dans lesquelles cet élément est dominant.

Le chlore s'empare, à la température ordinaire, de l'hydrogène de toutes les matières végétales, excepté de celles qui sont alcalines ; il se forme de l'acide hydro-chlorique, de l'acide carbonique, de l'acide acétique et des substances qui n'ont point été examinées : ainsi le chlore détruit sans retour toutes les matières colorantes végétales, l'encre, etc.

1116. Parmi les métaux, ceux du 2e ordre sont les seuls qui agissent sur les substances végétales ; ils décomposent celles qui sont acides et produisent des sels alcalins ; ils agissent aussi sur certaines substances grasses.

Le bore, le carbone et l'azote sont sans action sur les substances végétales.

1117. *Action des Oxides métalliques.* Les acides végétaux se combinent avec presque toutes les bases salifiables ; les dissolutions alcalines concentrées et bouillantes dissolvent ou altèrent presque toutes les matières végétales.

1118. *Action des Acides minéraux.* Les acides minéraux se combinent avec toutes les substances végétales alcalines sans leur faire éprouver aucune altération ; mais plusieurs acides exercent une action très-énergique sur la plupart des autres.

1119. L'acide nitrique attaque à froid ou à chaud toutes les substances végétales non alcalines : dans cette action l'acide nitrique est décomposé, son oxigène brûle une partie de l'hydrogène et du carbone de la matière végétale, et la transforme souvent en une substance acide. Ainsi l'acide nitrique en agissant sur le sucre, le transforme en acide malique ou oxalique.

1120. L'acide sulfurique concentré agit sur les matières végétales avec beaucoup d'énergie, mais d'une manière très-irrégulière ; tantôt il s'empare d'une partie de leur hydrogène et de leur oxigène dans le rapport nécessaire pour former de l'eau avec laquelle il se combine, et le carbone devenu dominant donne une teinte noire à la substance végétale ; si alors on élève la température, l'acide sulfurique est décomposé par le carbone, et il se dégage de l'acide sulfureux : telle est la manière d'agir

de cet acide sur le bois ; tantôt l'acide dissout la matière végétale en la transformant en une autre : ainsi l'acide sulfurique dissout le ligneux et le transforme en gomme, et cette dernière substance ou l'amidon, chauffée avec de l'acide sulfurique très-étendu d'eau, se transforme en sucre. Enfin, l'acide sulfurique se combine avec certaines substances très-hydrogénées et forme des composés qui n'ont point encore été examinés.

1121. *Action des Sels Métalliques.* A la température ordinaire, les sels n'agissent que sur les substances végétales acides et sur celles qui sont alcalines. Les phénomènes qui se passent sont analogues à ceux que présentent entre eux les sels, les acides et les oxides métalliques ; mais à une température élevée, comme toutes les substances végétales renferment plus d'hydrogène et de carbone que ne peut en brûler l'oxigène qu'elles contiennent, elles agissent sur les sels métalliques comme les corps combustibles.

CHAPITRE II.

Substances Végétales et leurs Combinaisons.

Nous diviserons les substances végétales en sept classes ; dans la première nous réunirons les substances acides, dans la seconde les substances alcalines, dans la troisième les substances qui renferment l'oxigène et l'hydrogène dans le même rapport que dans l'eau, dans la quatrième les substances très-hydrogénées, dans la cinquième les substances végétales azotées, la sixième comprendra les matières colorantes, et la septième les substances qui n'ont point encore été suffisamment examinées pour être rangées dans les classes précédentes.

§ Ier.

Acides Végétaux.

1122. Les acides végétaux sont très-nombreux ; on en compte trente-cinq. Parmi ces acides, il en est qui existent tout formés dans les plantes, et d'autres qui sont le produit de l'art.

ACIDES NATURELS.		ACIDES QUI N'EXISTENT POINT DANS LA NATURE.
Acétique.	Fungique.	Subérique.
Malique.	Igasurique.	Camphorique.
Oxalique.	Kinique.	Ellagique.
Citrique.	Kramérique.	Mucique.
Tartrique.	Laccique.	Nanréique.
Benzoïque.	Méconique.	Pyro-citrique.
Gallique.	Mellitique.	Pyro-malique.
Pectique.	Menisphermique.	Pyro-mucique.
Succinique.	Morique.	Pyro-tartrique.
Margarique.	L'acide du Strychnos-pseudo-kina.	Sébacique.
Oléique.		L'acide de la lampe sans flamme.

1123. *Propriétés générales des Acides.* Tous les acides végétaux sont incolores ; tous peuvent être obtenus à l'état solide, excepté l'acide oléique qui est toujours liquide au-dessus de 6° ; un seul est odorant, c'est l'acide acétique. Soumis à l'actiou de la chaleur, les acides acétique, méconique et pyro-mucique se volatilisent sans se décomposer. Les acides benzoïque, ellagique, gallique, margarique, oléique, oxalique, pyro-malique, pyro-tartrique et succinique se divisent en deux parties ; la première, très-petite, se décompose et forme des gaz dans lesquels l'autre se vaporise ; tous les autres acides se décomposent. Tous les acides végétaux sont solubles dans l'eau, excepté les acides oléique, margarique et ellagique ; presque tous sont solubles dans l'alcool. Les acides végétaux secs sont sans action sur les métaux, excepté pourtant ceux du 2[e] ordre ; lorsque la température est élevée, ces derniers sont oxidés au dépend de l'acide qui est décomposé ; lorsqu'ils sont en dissolution dans l'eau, les métaux du 2[e] ordre s'oxident par la décomposition de l'eau et il se forme un sel alcalin. Plusieurs métaux du 3[e] ordre se dissolvent de la même manière dans les acides végétaux qui ont une grande force. La plupart des acides végétaux réduisent l'oxide

d'or libre ; lorsqu'il est en dissolution dans l'acide hydro-chlorique, l'acide végétal n'opère cette réduction qu'autant qu'il est combiné avec un alcali ; l'acide oxalique fait exception, il réduit l'hydro-chlorate d'or, avec dégagement d'acide carbonique. Tous les acides végétaux se combinent avec les oxides métalliques.

1124. *Propriétés générales des Sels renfermant un Acide Végétal.* Ces sels sont tous décomposés par le feu ; ceux des deux premiers ordres laissent l'oxide libre, ceux des cinq derniers donnent pour résidu le métal réduit. Ces sels se comportent avec un courant galvanique comme les sels minéraux. Dans leurs actions mutuelles et sur les sels minéraux, ils suivent les mêmes lois que ces derniers dans leur action mutuelle. Tous les sels à base de soude, de potasse et d'ammoniaque sont solubles. L'ordre d'affinité des bases salifiables par l'intermède de l'eau paraît être le suivant : barite, strontiane, chaux, lithine, potasse, soude, ammoniaque et magnésie. Quant à l'ordre d'affinité des acides pour une même base, on ne sait rien de bien général ; il paraît cependant que les acides oxalique, tartrique, citrique sont au premier rang, et les acides mucique, subérique, ellagique, oléique et margarique au dernier. La composition des sels dont l'acide est végétal est analogue à celles des sels minéraux.

1125. Dans les arts on n'emploie qu'un petit nombre d'acides végétaux, libres ou à l'état de sels. Les plus fréquemment employés sont les acides acétique, tartrique, gallique, citrique et oxalique.

Acides Végétaux Naturels.

Acide Acétique.

1126. L'acide acétique est extrêmement répandu dans la nature ; on le trouve libre ou uni à la potasse, dans la sève de toutes les plantes, dans le lait, dans la sueur et l'urine humaine ; il forme toujours un des produits de la fermentation putride, de la décomposition des matières

végétales par le feu, les alcalis et les acides sulfurique et nitrique. Toutes les liqueurs alcooliques peuvent, dans certaines circonstances, se transformer en acide acétique.

1127. L'acide acétique est toujours combiné avec l'eau : le plus concentré qu'on ait encore obtenu cristallise à 13° ; sa densité à 16° est de 1,063 ; d'après M. Mollerat, il exige pour sa saturation deux fois et demie son poids de sous-carbonate de soude ; il en résulte qu'il contient 0,12 d'eau. L'acide acétique renfermant une plus grande quantité d'eau, est toujours liquide à la température ordinaire ; il bout à une température supérieure à 100°, il se volatilise sans se décomposer.

1128. Nous n'examinerons point ici la manière de préparer les liqueurs acides que l'on désigne sous le nom de Vinaigre de vin, de bière, etc. ; nous décrirons seulement les procédés que l'on doit employer pour obtenir l'acide acétique pur, ou seulement combiné avec l'eau. Ces procédés se réduisent à deux ; le premier consiste à distiller le vinaigre de vin ou de bière ; le second, à décomposer par le feu ou par des acides fixes les acétates secs. La distillation du vinaigre se pratique dans des cornues de verre ou dans des alambics de cuivre étamé ; elle doit être poussée jusqu'à ce que la matière ait acquis la consistance de la lie de vin, parce que les dernières portions de liqueur qui passent sont plus acides que les premières, attendu que l'acide acétique est moins volatil que l'eau ; mais on ne doit pas dépasser ce terme, parce que la matière végétale non volatile pourrait se décomposer. Cet acide est incolore et renferme beaucoup d'eau (1) ; on peut le concentrer en le distillant de nouveau sur du chlorure de calcium sec ; ce dernier ayant une grande affinité pour l'eau en retien-

(1) Le vinaigre peut être parfaitement décoloré par le charbon animal, mais il renferme encore beaucoup de matières étrangeres dont on ne peut le débarrasser que par la distillation. Cette décoloration se fait à froid en agitant le vinaigre avec une petite quantité de charbon animal traité par l'acide hydro-chlorique et lavé, et filtrant au bout de quelques heures ; si le charbon animal n'avait pas été traité par l'acide hydro-chlorique, il se formerait beaucoup d'acétate de chaux qui resterait en dissolution.

drait une grande partie. Mais pour obtenir de l'acide acétique très-concentré, il faut décomposer des acétates secs ; ceux que l'on emploie ordinairement sont ceux de cuivre et de soude ; le premier se décompose par la chaleur, et le second par l'acide sulfurique.

Pour extraire l'acide de l'acétate de cuivre, on introduit du verdet du commerce dans une cornue de grès, munie d'un alonge communiquant avec un ballon environné de linge mouillé, et on élève graduellement la température jusqu'au rouge; une partie de l'acide se dégage, et l'autre se décompose en réduisant l'oxide de cuivre, forme de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, et une substance particulière désignée sous le nom d'*Esprit pyro-acétique*, à cause de sa volatilité et des circonstances dans lesquelles elle se produit ; il reste dans la cornue du charbon et du cuivre ; le feu doit être conduit avec beaucoup de ménagement, pour que la réduction ne soit pas subite et que l'acide retienne moins de cuivre. L'acide ainsi obtenu est toujours coloré en vert par une petite quantité d'acétate de cuivre qui a été entraînée ; on le purifie par une nouvelle distillation ; il est alors blanc et très-odorant ; il portait autrefois le nom de *Vinaigre Radical.* D'après M. Derosnes, 20k,315 de verdet donnent 9k,943 d'acide non rectifié, 6k,792 de cuivre et 3k580 de fluides élastiques.

L'extraction de l'acide acétique de l'acétate de soude consiste à verser sur le sel une quantité d'acide sulfurique suffisante pour saturer la soude, à laisser agir pendant quelques heures ; une grande partie du sulfate de soude cristallise, on décante et on distille la liqueur surnageante dans des vases de verre, de grès ou de platine. On pourrait procéder immédiatement à la distillation du mélange d'acide sulfurique et d'acétate. L'acétate de soude doit être très-pur ; on pourrait le préparer directement en combinant le vinaigre distillé avec la soude ; mais on l'obtient ordinairement avec l'acide qui provient de la distillation du bois, et que l'on désigne sous le nom d'Acide pyro-ligneux. Cet acide est formé d'eau, d'acide acétique, d'huile essentielle empyreumatique, de résine altérée par le feu, et d'extractif. On commence par y verser un excès de sous-carbonate de

chaux, on agite, on enlève les écumes qui se forment, on fait chauffer, et on achève la saturation au moyen du lait de chaux; on décompose l'acétate de chaux impur, à l'aide de la chaleur, par une quantité convenable de sulfate de soude; il se forme de l'acétate de soude et du sulfate de chaux, que l'on sépare par la filtration. L'acétate de soude est ensuite concentré jusqu'à pellicule, et abandonné à lui-même; il cristallise par le refroidissement; ces cristaux sont ensuite chauffés dans des chaudières de fonte très-plates, de manière à brûler les matières étrangères sans décomposer l'acétate : il faut continuellement agiter pendant toute cette opération qui est de longue durée et exige beaucoup de soins et d'habitude : une calcination trop vive décomposerait une partie de l'acétate, une calcination incomplète laisserait des substances étrangères. La matière est ensuite dissoute dans l'eau, filtrée, concentrée et mise à cristalliser : ces derniers cristaux sont parfaitement purs lorsque l'opération a été bien conduite.

L'acide acétique anhydre, c'est-à-dire tel qu'il se trouve dans les acétates, est composé, d'après M. Berzelius, de 0,468 de carbone, 0,468 d'oxigène et de 0,063 d'hydrogène, ou de trois volumes d'oxigène, quatre de vapeurs de carbone et six volumes d'hydrogène; et la molécule d'acide acétique est formée de trois molécules d'oxigène, quatre de carbone et six d'hydrogène; son poids est de 64.

Les usages de l'acide acétique à l'état de vinaigre sont très-multipliés; on l'emploie dans l'économie domestique et pour faire les acétates que l'on consomme dans les arts. On a cru pendant long-temps que le vinaigre distillé était moins oxigéné que l'acide extrait des acétates, et on le désignait pour cette raison sous le nom d'acide acéteux; c'est M. Adet qui prouva le premier leur identité.

1129. *Des Acétates.* Tous les acétates sont décomposables par l'action de la chaleur, et donnent de l'hydrogène carboné, de l'acide carbonique, de l'acide acétique, de l'esprit pyro-acétique, du charbon, le métal ou l'oxide; les acétates qui sont facilement décomposables, comme ceux d'argent, de cuivre, de nickel, donnent beaucoup d'acide et peu d'esprit; le premier même n'en donne point; ceux au contraire qui ne se décompo-

sent qu'à une température très-élevée, produisent beaucoup d'esprit et peu d'acide.

L'esprit pyro-acétique est liquide, incolore; sa saveur est âcre et urineuse, son odeur est analogue à celle de la menthe poivrée; sa densité est de 0,7864; il bout à 59°. Il se combine en toutes proportions avec l'eau, l'alcool et les huiles essentielles: la potasse caustique n'a qu'une action très-faible sur l'esprit pyro-acétique; les acides sulfurique et nitrique le décomposent; mais il se combine avec l'acide hydro-chlorique et forme une substance neutre qui ne précipite ni le nitrate d'argent ni celui de plomb, et dans laquelle on ne peut reconnaître la présence de l'acide hydro-chlorique qu'en la décomposant. Pour obtenir l'esprit pyro-acétique, on distille un acétate quelconque, excepté celui d'argent, on obtient un mélange d'acide acétique et d'esprit pyro-acétique; on sature par la potasse et on distille de nouveau: l'esprit pyro-acétique se dégage de l'acétate de potasse. C'est à M. Chenevix qu'on doit la connaissance des principales propriétés de ce corps.

1130. Tous les acétates sont décomposables par les acides nitrique, sulfurique, hydro-chlorique, fluorique, phosphorique. Tous sont solubles dans l'eau; ceux qui le sont le moins sont ceux de mercure et d'argent: ceux qui sont à base alcaline, dissous dans une grande quantité d'eau, se décomposent; ils se transforment en carbonates, et la liqueur se couvre de moisissure.

1131. On ne trouve dans la nature que deux acétates, ce sont ceux de potasse et d'ammoniaque; le premier existe dans la sève de presque toutes les plantes, le second dans les urines pourries; il est probable que la soude qu'on rencontre dans les cendres d'un grand nombre de plantes qui croissent sur le bord de la mer, se trouve dans la plante à l'état d'acétate.

1132. Tous les acétates peuvent se préparer directement en traitant l'acide par l'oxide ou par le carbonate: ceux de zinc et de fer s'obtiennent en mettant ces métaux en contact avec l'acide; quelques autres, par la voie des doubles décompositions. On n'emploie dans les arts et en médecine qu'un petit nombre d'acétates: ce sont ceux de potasse, de soude, de chaux, d'ammoniaque, d'alumine, de fer, de plomb, de cuivre et de mercure.

1133. Dans les acétates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est

à la quantité d'acide comme 1 est à 6,414, et dans les sous-acétates la quantité de base est triple de celle des acétates neutres.

1134. *Acétate d'Alumine.* Sel acide, incristallisable, déliquescent; par l'action de la chaleur, il abandonne son acide, qui se volatilise sans avoir éprouvé d'altération. L'alun, le sel marin, le nitrate de potasse et les sulfate de soude, de potasse, de magnésie et d'ammoniaque, troublent à chaud les dissolutions d'acétate d'alumine, et y forment un précipité d'alumine qui se redissout par le refroidissement et l'agitation. Les chlorures de barium, de calcium, le nitrate de barite et l'acétate de plomb, ne jouissent pas de cette propriété. Ces faits ont été observés par M. Gay-Lussac et paraissent difficiles à expliquer. Ce sel se forme directement en combinant l'alumine en gelée avec l'acide acétique. On l'emploie en teinture; pour cet usage, on le prépare en précipitant l'alun par l'acétate de plomb; il se forme du sulfate de plomb, qui se précipite, et des acétates d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, qui restent en dissolution.

1135. *Acétate neutre de Magnésie.* Ce sel est très-amer, déliquescent, difficilement cristallisable; s'obtient en traitant à chaud la magnésie ou son carbonate par l'acide acétique.

1136. *Acétate neutre de Chaux.* Ce sel est très-soluble; il cristallise facilement en aiguilles; il n'existe point dans la nature. On le prépare par l'acide acétique, la chaux ou le carbonate de chaux. Il est décomposable à la chaleur rouge; préparé avec l'acide pyro-ligneux, on l'emploie pour en extraire l'acide acétique concentré.

1137. *Acétate neutre de Barite.* Ce sel est très-soluble, cristallise en aiguilles qui s'effleurissent à l'air. L'eau à 15° en dissout 0,88, et 0,92 à 100°. Ce sel s'obtient en traitant le sulfure de barium par l'acide acétique. Il est quelquefois employé dans les laboratoires comme les autres sels solubles de barite.

1138. *Acétate neutre de Potasse.* L'acétate de potasse est de tous les sels le plus déliquescent. L'eau en dissout plusieurs fois son poids. Il cristallise en paillettes. On le désignait autrefois sous le nom de terre foliée de tartre, à cause de sa forme et parce qu'on le préparait avec le résidu de la calcination du tartre.

1139. Lorsqu'on distille, dans une cornue de verre communiquant à un ballon environné de glace, un mélange de parties égales d'acétate de potasse et de deutoxide

d'arsenic, on obtient de l'acide carbonique, de l'hydrogène arseniqué, deux liquides d'inégale densité qui se condensent dans le récipient, et il reste dans la cornue de l'arsenic métallique et du carbonate de potasse. Le plus pesant des deux liquides qui se trouvent dans le ballon est connu sous le nom de *Liqueur fumante de Cadet.* Cette substance est très-volatile; elle répand dans l'air des vapeurs d'une horrible fétidité, qui se propagent au loin et s'attachent aux vêtemens; ces vapeurs dépendent et de l'oxigène et de l'humidité, car il ne s'en forme point dans l'acide carbonique sec, et il s'en forme sensiblement dans ce gaz humide. Elle bout à une douce chaleur; elle est peu soluble dans l'eau, difficilement attaquable par les alcalis; le chlore gazeux l'enflamme et la décompose subitement. Le produit de cette décomposition, dissous dans l'eau, est précipité en blanc par l'eau de chaux, et en jaune par l'acide hydro-sulfurique; cette dissolution saturée donne, par l'évaporation, de l'acétate de potasse. La dissolution aqueuse de liqueur fumante de Cadet donne, par l'hydrogène sulfuré, un précipité de soufre et d'arsenic et une matière oléagineuse, qui se sépare lentement du dépôt et vient nager à la surface du liquide; cette matière oléagineuse renferme de l'acide acétique : exposée pendant plusieurs jours à l'air, elle cristallise, se trouble par l'eau de chaux et forme un précipité d'un beau jaune. Il paraît, d'après cela, que la liqueur fumante de Cadet est composée d'arsenic, d'acide acétique et d'une matière oléagineuse, et probablement d'une certaine quantité d'esprit pyro-acétique. Quant à la liqueur d'une moindre densité qui surnage la première, elle est brune, se combine avec l'eau en toute proportion, a moins d'odeur que la première, répand moins de fumée, et ne paraît en différer que par une certaine quantité d'eau avec laquelle elle est combinée.

L'acétate de potasse se trouve dans la sève de presque toutes les plantes. On l'obtient directement en traitant la potasse par le vinaigre distillé. Pour qu'il ne se colore pas pendant la concentration, il faut que la liqueur reste toujours avec un petit excès d'acide. Ce sel n'est employé qu'en médecine.

1140. *Acétate neutre de Soude.* Ce sel cristallise en prismes qui renferment 0,39 d'eau de cristallisation. L'eau à la température ordinaire en dissout le tiers de son poids : exposé à l'action de la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, la fusion ignée, et se décompose ensuite. Ce sel s'obtient en traitant le sous-carbonate de soude par l'acide acétique : préparé par la décomposition du pyro-lignate de chaux et du sulfate de potasse, il est employé pour obtenir l'acide acétique concentré.

1141. *Acétate d'Ammoniaque* (Esprit de Mandérerus). Ce sel est solide, blanc, incristallisable; sa saveur est piquante; il est très-soluble dans l'eau et dans l'al-

cool. Mêlé avec l'hydro-chlorate de deutoxide de mercure, il se trouble au bout de quelque temps, devient laiteux et forme un précipité volumineux qui paraît être un sel ammoniaco-mercuriel. Soumis à l'action de la chaleur dans une cornue, il laisse dégager de l'ammoniaque et se transforme en acétate acide, qui se sublime et cristallise dans le récipient. Cet acétate acide peut s'obtenir directement en distillant un mélange d'acétate neutre de potasse et de sel ammoniac. L'acétate neutre se prépare en saturant l'ammoniaque par l'acide acétique, faisant évaporer et saturant de nouveau la liqueur vers la fin de l'opération, ou bien en saturant l'acétate acide qui provient par la distillation du sel ammoniac et de l'acétate de potasse. L'acétate d'ammoniaque ne se rencontre dans la nature que dans les urines pourries; il n'est employé qu'en médecine.

1142. *Acétate de Fer.* L'acide acétique peut se combiner avec les trois oxides de fer. L'acétate de protoxide s'obtient en traitant le fer décapé par l'acide acétique concentré, sans le contact de l'air; les acétates de deutoxide et de tritoxide se préparent directement en mettant ces oxides en contact avec l'acide; l'acétate de tritoxide s'obtient aussi en mettant du fer dans de l'acide acétique exposé à l'air : le métal s'oxide, et par la décomposition de l'eau et par l'oxigène de l'air; c'est ce procédé que l'on suit pour faire l'acétate de tritoxide que l'on emploie en teinture; on se sert de vinaigre ordinaire ou d'acide pyro-ligneux; le tonneau dans lequel se fait cette opération porte le nom de *tonne au noir*. La limaille de fer arrosée d'acide acétique se rouille et prend en peu de temps une si grande cohésion, que l'on pourrait employer ce procédé pour sceller le fer dans la pierre; il paraît qu'il se forme un sous-acétate avec un grand excès de base.

1143. *Acétates de Cuivre.* L'acétate neutre de deutoxide de cuivre, *Verdet cristallisé*, *Cristaux de Vénus*, cristallise en prismes rhomboïdaux d'un vert bleuâtre, légèrement efflorescens, solubles dans l'eau et dans l'alcool. Ce sel est très-vénéneux : soumis à l'action de la chaleur dans une cornue de verre, il se décompose, et, en même temps, il se sublime une certaine quantité d'acétate anhydre, qui se dépose contre la paroi supérieure de la cornue en flocons et en petits cristaux blancs. On peut également obtenir cet acétate anhydre en mettant l'acétate vert dans l'acide sulfurique concentré; l'acétate anhydre repasse au vert par l'eau ou le

contact de l'air; l'acétate neutre de cuivre s'obtient en dissolvant le sous-acétate dans l'acide acétique.

Le sous-acétate de deutoxide de cuivre, *Verd de gris*, *Verdet*, est en masses compactes d'un bleu pâle; il est très-vénéneux, mais moins que l'acétate neutre. L'eau le décompose en acétate neutre qui se dissout et en sous-acétate avec un grand excès de base qui reste insoluble. Ce sel est insoluble dans l'alcool. D'après M. Phillips, le sous-acétate renferme, pour la même quantité d'acide, deux fois autant d'oxide et d'eau que l'acétate neutre. Le verdet se fabrique principalement à Montpellier, en mettant dans des tonneaux des couches alternatives de cuivre et de marc de raisin; le vin que le marc renferme s'acidifie, et le cuivre, oxidé par le contact de l'air, se combine avec l'acide (1). Après un mois ou six semaines de contact, on enlève la couche de verdet qui recouvre le cuivre, et on le soumet de nouveau à l'action du marc : cette opération se fait presque chez tous les particuliers. Ce sel est employé dans la peinture à l'huile et en teinture.

Acétate de Plomb. Le deutoxide de plomb se combine avec l'acide acétique en trois proportions, et forme un acétate neutre et deux sous-acétates.

1144. L'acétate neutre, *Sel de Saturne*, *Sucre de Saturne*, a une saveur sucrée, puis fortement astringente, cristallise en prismes à quatre pans terminés par des sommets dièdres; ils renferment 0,14 d'eau, et sont efflorescens. L'eau à 110° en dissout plusieurs fois son poids. Une dissolution saturée bout à la même température que l'eau pure. On prépare ordinairement ce sel en faisant bouillir du vinaigre distillé sur de la litharge, filtrant, faisant évaporer, et afin qu'il n'y ait point de sous-acétate, on ajoute de l'acide vers la fin de la concentration jusqu'à ce que la liqueur rougisse sensiblement le tournesol. Si l'acide n'était pas pur, le sel ne cristalliserait pas sous la forme de champignon. Ce sel

(1) Il faut bien distinguer l'acétate de cuivre qui se forme sur le cuivre par le contact de l'air et de l'acide acétique, avec la substance de même couleur qui résulte de l'exposition du cuivre à l'air : ce dernier est un sous-carbonate; celle qui se forme sur le cuivre par l'huile est un savon à base de cuivre.

est employé en médecine, dans les manufactures de toile peinte pour faire l'acétate d'alumine.

1145. Le sous-acétate de plomb, *Extrait de Saturne*, cristallise en lames opaques blanches; il se comporte comme les sous-sels alcalins: il rougit le curcuma et ramène au bleu le tournesol rougi. Il est beaucoup moins soluble que l'acétate neutre; il renferme, pour la même quantité d'acide, trois fois autant d'oxide que l'acétate neutre. Il est troublé par toutes les dissolutions de sel neutre, par la gomme, le tannin et la plupart des dissolutions de matières animales. Un courant d'acide carbonique précipite l'oxide en excès à l'état de sous-carbonate, et transforme le sous-acétate en acétate neutre. Le sous-acétate de plomb s'obtient en faisant bouillir de l'acétate neutre en dissolution sur deux fois son poids de litharge, filtrant et faisant concentrer. *L'eau végéto-minerale ou de Goulard* est une dissolution de sous-acétate; elle est laiteuse, parce que l'eau précipite ce sel par l'acide carbonique et la petite quantité de sulfate qu'elle renferme; l'eau distillée jouit même de la propriété de précipiter le sous-acétate, lorsqu'elle est aérée. Le sous-acétate de plomb est principalement employé pour préparer la céruse.

1146. D'après M. Berzelius, il existe un autre sous-acétate renfermant, pour la même quantité d'acide, deux fois plus de base que l'acétate que nous venons d'examiner. On l'obtient en versant de l'ammoniaque faible dans une dissolution de sous-acétate; il se précipite en une poudre blanche insoluble.

1147. Les substances connues dans le commerce sous les noms de *Céruse* ou de *Blanc de Plomb*, et de *Blanc d'Argent*, sont des sous-carbonates de plomb. La céruse est souvent mêlée avec du carbonate de chaux ou du sulfate de barite; le blanc d'argent est du carbonate pur. La céruse s'obtient principalement par deux procédés que nous allons décrire succinctement. Le premier, pratiqué depuis long-temps en Hollande, consiste à mettre dans de grands pots de terre une couche de vinaigre d'orge de quelques centimètres de hauteur, et au-dessus des plaques de plomb non laminé. Les vases, fermés par des plaques de plomb, sont recouverts d'une couche épaisse de tan, qui, par sa

fermentation, les entretient à une température supérieure à celle de l'atmosphère. Au bout de six semaines, on découvre les pots et on trouve les lames de plomb couvertes d'une couche dense et très-adhérente de carbonate de plomb. On sépare ce sel du métal, on le broie sous des meules et on le moule dans des creusets de terre très-poreux. L'eau s'écoule en grande partie par les pores, et l'on achève la dessiccation dans une étuve. Il paraît que, dans cette opération, le plomb est oxidé et l'acide carbonique formé par la décomposition d'une partie de l'acide acétique. La céruse faite par ce procédé a toujours une faible teinte grise, qui provient problablement d'une petite quantité d'hydrogène sulfuré qui se dégage du tan et qui pénètre dans les pots; car celui que l'on fabrique dans les environs de Vienne en élevant la température dans des étuves, n'a point cet inconvénient. Les écailles choisies de carbonate de plomb ne sont point pulvérisées, et sont livrées au commerce sous le nom impropre de blanc d'argent.

M. Thénard a indiqué, il y a long-temps, un procédé beaucoup plus simple et qui est maintenant employé dans la fabrique de Clichy par MM. Roard et Bréchoz. Il consiste à précipiter une dissolution de sous-acétate de plomb par un courant d'acide carbonique; l'acétate neutre que l'on obtient sert à faire de nouveau du sous-acétate, que l'on précipite de la même manière. Il résulte de là qu'abstraction faite des déchets inséparables d'une grande manipulation, la même quantité d'acide pourrait servir indéfiniment.

1148. *Acétate de Mercure.* L'acétate neutre de deutoxide de mercure cristallise en paillettes blanches et nacrées; ce sel provoque fortement la salivation; il est peu soluble dans l'eau; on peut l'obtenir directement en faisant bouillir de l'acide acétique sur du deutoxide de mercure ou en versant une dissolution neutre de deuto-nitrate de mercure dans une dissolution également neutre d'acétate de potasse; l'acétate de mercure se précipite presque entièrement. Ce sel n'est employé qu'en médecine, dans les dragées de Keyser.

* *Acide Malique.*

1149. Cet acide, découvert en 1785 par Scheel, est identique avec celui que l'on

désignait sous le nom d'*Acide sorbique*. Cette identité a été constatée par M. Labillardière et par M. Braconnot; les propriétés de l'acide malique, sous le nom d'Acide sorbique, ont été principalement étudiées par M. Donovan.

L'acide malique est très-répandu dans la nature : il se rencontre dans presque tous les fruits, principalement dans les pommes, les prunes, les groseilles, les cerises aigres, les baies de sorbier, d'épine-vinette, de sureau noir. M. Vauquelin l'a trouvé mêlé avec les acides citrique et tartrique dans la pulpe du tamarin et avec l'acide oxalique dans les pois chiches.

L'acide malique est blanc, il cristallise en masses mamelonnées, il est déliquescent et très-soluble dans l'eau et l'alcool; sa saveur est très-forte et analogue à celle des acides citrique et tartrique; soumis à l'action de la chaleur, il fond, abandonne l'eau avec laquelle il était combiné, et se décompose en produisant deux nouveaux acides volatils qui se condensent, l'un, sous forme d'aiguilles blanches, l'autre, à l'état liquide; nous les examinerons plus tard. L'acide nitrique transforme entièrement l'acide malique en acide oxalique. L'acide malique ne précipite point les dissolutions de nitrate de plomb et d'argent. M. Vauquelin le regarde comme formé de 28,3 de carbone, 54,9 d'oxigène et de 16,8 d'hydrogène.

1150. L'acide malique peut se préparer en traitant à chaud le sucre par trois fois son poids d'acide nitrique; mais alors il est toujours coloré par des substances étrangères qu'il est difficile de séparer. On l'extrait ordinairement des fruits qui le contiennent. Pour l'extraire du sorbier, on prend le fruit presque parvenu à sa maturité, on le broie, et le jus qu'on en retire par la pression est filtré et mêlé avec une dissolution d'acétate de plomb : il se forme un précipité de malate de plomb et d'une petite quantité de phosphate et de matière colorante; on lave à l'eau froide, on dissout le malate de plomb dans l'eau bouillante, et par le refroidissement il cristallise en aiguilles; s'il était encore coloré, on le purifierait par une nouvelle cristallisation; le malate de plomb est ensuite traité à chaud par 2,3 de son poids d'acide sulfurique à 1,09 de densité; il se forme du sulfate insoluble et un malate très-acide qui reste en dissolution; on précipite les dernières portions de plomb par l'hydrogène sulfuré, on filtre et on fait concentrer. M. Braconnot emploie un autre procédé, qui consiste à saturer à chaud le jus du sorbier par le sous-carbonate de chaux, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus d'effervescence; il se forme un précipité de malate de chaux que l'on lave à l'eau froide; on le décompose à chaud par un poids égal de sous-carbonate de soude cristallisé dissous dans l'eau; il en résulte un malate de soude soluble qui est coloré en rouge par une matière étrangère; on le purifie en le faisant chauffer avec une petite quantité de lait de chaux qui précipite la matière colorante; ensuite on précipite la petite quantité de chaux qu'il renferme encore par un courant d'acide carbonique; on pré-

cipite par l'acétate de plomb, et on traite le malate de plomb successivement par l'acide sulfurique et l'hydrogène sulfuré. M. Labillardière extrait l'acide malique de la joubarbe par un procédé différent qui consiste à précipiter le jus par la chaux, à laver à froid avec de l'alcool pour enlever la majeure partie de la matière colorante, à dissoudre le malate de chaux dans l'eau, à précipiter par le nitrate de plomb; on obtient du malate de plomb dont on extrait l'acide par les procédés déjà indiqués.

1151. *Des Malates.* L'acide malique se combine avec toutes les bases salifiables; la plupart des malates sont solubles et peuvent se combiner avec un excès d'acide cet excès d'acide augmente leur solubilité lorsqu'elle est faible, et la diminue lorsqu'elle est grande.

L'acide malique forme avec l'alumine un sel qui se prend par l'évaporation en une masse gommeuse inaltérable à l'air, et d'où l'alumine n'est précipitée ni par l'ammoniaque ni par la potasse; avec la magnésie, un sel neutre soluble et cristallisable, et un sel acide beaucoup plus soluble; avec la chaux, un sel neutre peu soluble et cristallisable, un sel acide plus soluble et un sous-sel insoluble; avec la soude, la potasse, la strontiane, des sels neutres incristallisables et des sels acides qui cristallisent régulièrement; avec la barite, des sels neutres et acides incristallisables; avec les oxides de fer, de manganèse, d'étain, de cuivre, et le deutoxide de mercure, des sels incristallisables; avec le plomb, un sel neutre soluble dans l'eau chaude et qui cristallise en aiguilles.

On ne trouve dans la nature que le malate acide de chaux. Tous les malates se préparent directement; celui de fer peut s'obtenir en mettant le métal en contact avec l'acide. D'après M. Braconnot, dans les malates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 9,09, et les malates acides, pour la même quantité de base, renferment deux fois plus d'acide.

Acide Oxalique.

1152. L'acide oxalique se rencontre dans un grand nombre de plantes, mais toujours combiné avec la potasse ou la chaux. L'acide oxalique est blanc, ordinairement cristallisé en prismes alongés à quatre faces, terminés par des sommets dièdres, ils renferment 0,27 d'eau de cristallisation; l'acide oxalique est très-sapide et agit avec énergie sur la teinture de tournesol, il est inaltérable à l'air, soluble dans deux fois son poids d'eau à la température ordinaire et dans un poids égal d'eau bouillante; il est beaucoup moins soluble dans l'alcool. Soumis à l'action de la chaleur dans

une cornue de verre, il éprouve la fusion aqueuse, s'épaissit et se divise en deux parties, dont l'une très-petite se décompose et forme des gaz dans lesquels l'autre se vaporise et se condense contre la paroi supérieure de la cornue en cristaux anhydres; lorsque l'on fait passer les vapeurs d'acide oxalique à travers un tube incandescent, la décomposition est complète et sans résidu charbonneux, à cause de la grande quantité d'oxigène que renferme cet acide. L'acide nitrique le décompose en produisant de l'acide carbonique, de l'eau, de l'acide nitreux et une très-petite quantité d'acide prussique. Il réduit les dissolutions d'hydro-chlorate d'or en formant de l'eau et un dégagement d'acide carbonique; mis en contact avec quarante fois son poids d'acide sulfurique, il se transforme en acide carbonique et en oxide de carbone qui se dégagent.

1153. On prépare l'acide oxalique en traitant le sucre par l'acide nitrique, ou en l'extrayant de l'oxalate acide de potasse (*Sel d'Oseille*).

Pour préparer l'acide oxalique par le premier procédé, on traite dans une capsule de porcelaine une partie de sucre par six à sept parties d'acide nitrique concentré; on chauffe jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs rouges et l'acide oxalique cristallise par le refroidissement: on le purifie par une nouvelle cristallisation; pendant la durée de cette opération, il se dégage de l'eau, de l'acide carbonique, de l'azote, de l'oxide d'azote ou de l'acide nitreux, de l'acide acétique et une petite quantité d'acide hydro-cyanique; si on n'employait que quatre parties d'acide nitrique, on n'obtiendrait que de l'acide malique. Pour extraire l'acide oxalique de l'oxalate acide de potasse, on dissout ce sel dans l'eau et on y verse une dissolution d'acétate de plomb jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on lave l'oxalate de plomb qui s'est précipité, et on le traite par la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré étendu de quatre ou cinq fois son poids d'eau; il en résulte du sulfate de plomb insoluble et de l'acide oxalique qui reste en dissolution, et comme cette dissolution renferme toujours une petite quantité d'acide sulfurique, on le précipite en versant dans la liqueur ou de la litharge porphyrisée, jusqu'à ce qu'elle cesse d'être troublée par le nitrate ou l'hydro-chlorate de barite,

ou de l'eau de barite, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On pourrait aussi décomposer l'oxalate de plomb par un courant d'hydrogène sulfuré, en le tenant en suspension dans dix à douze fois son poids d'eau.

D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, l'acide oxalique est composé de 22,87 d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour faire de l'eau, de 26,56 de carbone et 50,56 d'oxigène. Cet acide est employé dans les fabriques de toiles peintes pour enlever les couleurs à base de fer, et dans les laboratoires comme réactif pour reconnaître la présence de la chaux libre ou combinée. L'acide oxalique a été découvert par Bergman.

1154. *Des Oxalates.* On trouve dans la nature quatre oxalates, ceux de chaux, de soude, de potasse et de fer. L'oxalate de chaux se rencontre dans les racines d'*Ache*, d'*Asclepias*, d'*Arrête-bœuf*, de *Curcuma*, de *Carline*, de *Dictame blanc*, de *Fenouil*, de *Gentiane rouge*, de *Gingembre*, d'*Iris de Florence*, de *Mandragore*, d'*Orcanette*, de *Patience*, de *Saponnire*, de *Seille*, de *Tournientille*, de *Valériane*, de *Zédoaire*; il existe dans tous les lichens: dans ceux qui sont crustacés, il forme près de la moitié de leur poids: cette quantité diminue à mesure qu'ils prennent l'aspect foliacé ou membraneux: M. Braconnot, à qui on doit ces observations importantes, regarde l'oxalate de chaux comme jouant dans les lichens le même rôle que le carbonate de chaux dans les lithophytes ou le phosphate de chaux dans la charpente osseuse des animaux. L'oxalate de potasse se trouve dans le *Rumex acetosella*, dans les *Oxalis*, les feuilles de *Rheum palmatum* et des *Berberis*. L'oxalate de soude existe, suivant M. Gay-Lussac, dans la barille, et c'est ce sel qui fournit la plus grande partie de la soude que l'on retire des cendres de cette plante. L'oxalate de fer se trouve, d'après M. Mariano de Rivero, dans un lignite friable, à Kolowserum, près Berlin, et en Bohême. L'oxalate acide de potasse s'extrait des plantes qui le renferment; tous les autres oxolates s'obtiennent directement en combinant l'acide avec l'oxide, ou par la voie des doubles décompositions.

1155. L'acide oxalique, dans sa combinaison avec les bases salifiables, présente un phénomène très-remarquable observé par M. Dulong. Lorsque l'on combine l'acide oxalique avec la chaux, la barite, la strontiane, l'oxide d'argent, l'oxide de cuivre, l'oxide de mercure, on obtient des oxalates, qui, desséchés, ont un poids égal à la somme des poids de l'acide et de l'oxide employés; mais lorsque l'on combine l'acide oxalique avec les oxides de plomb ou de zinc, il y a une perte de 0,20, qui provient de l'acide employé. Les oxalates de chaux, de barite et de strontiane, décomposés par la chaleur, donnent pour produits de l'eau, de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone, de l'acide acétique, de l'huile, de l'hydrogène carboné, du charbon et un sous-carbonate; ceux d'argent, de cuivre et de mercure donnent de l'acide carbonique, de l'eau et un résidu métallique; enfin, ceux de plomb et de zinc donnent de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone et un mélange d'oxide et de métal. Ces phénomènes peuvent s'expliquer dans deux hypothèses différentes: 1° en supposant l'acide oxalique formé d'acide carbonique et d'hydrogène; 2° en le supposant formé d'eau, d'oxigène et de carbone dans des proportions intermédiaires entre l'oxide de carbone et l'acide carbonique. Dans la première hypothèse, l'acide en se combinant avec les oxides de plomb et de zinc réduirait les oxides par son hydrogène, et formerait des combinaisons d'acide carbonique et du métal, que M. Dulong propose d'appeler *Carbonides*, et l'acide oxalique en se combinant avec les autres oxides n'éprouverait aucune altération. Dans la seconde, l'acide oxalique abandonnerait son eau en se combinant avec les oxides de zinc et de plomb, et la conserverait en se combinant avec les autres oxides.

Les oxalates sont tous décomposables par la chaleur, ainsi que tous les sels végétaux; mais comme ils renferment un grand excès d'oxigène, il n'y a jamais de charbon mis à nu. Les oxalates solubles sont ceux de soude, de potasse, d'alumine et d'ammoniaque; par un excès d'acide, les oxalates solubles le deviennent moins, et ceux qui sont insolubles se dissolvent. Ainsi, en versant de l'acide oxalique dans une dissolution concentrée d'oxalate neutre de potasse, il se formera, au bout d'un certain temps, des cristaux d'oxalate acide de potasse; et si on verse de l'acide oxalique dans de l'eau de barite ou dans de l'eau de chaux, il se formera un précipité qu'un excès d'acide oxalique dissoudra (il faudra un excès d'acide beaucoup plus grand pour dissoudre l'oxalate de chaux que pour dissoudre celui de barite). L'ordre d'affinité des bases salifiables pour l'acide oxalique, par l'intermède de l'eau, est le suivant: barite, strontiane, lithine, soude, potasse, ammoniaque, magnésie. Les

oxalates sont de tous les sels végétaux les plus difficiles à décomposer par les acides minéraux ; ils résistent à un grand nombre.

1156. D'après M. Wolaston, l'acide oxalique se combine en quatre proportions avec les oxides métalliques, et forme des sous-oxalates, des oxalates neutres, des oxalates acidules et des oxalates acides. Pour la même quantité de base, les quantités d'acide sont 1, 2; 4, 8. On ne peut jamais obtenir ces quatre variétés de sels avec la même base. Dans les oxalates neutres, la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 5,817, suivant M. Bérard, et comme 1 est à 4,518, suivant M. Berzelius : cette divergence provient de ce que M. Bérard a calculé la composition des oxalates d'après l'analyse de l'oxalate de chaux, dans lequel l'acide oxalique n'a éprouvé aucune altération ; tandis que M. Berzelius l'a déduite de l'analyse de l'oxalate de plomb, dans lequel l'acide oxalique est altéré (1153).

1157. On n'emploie dans les arts qu'un seul oxalate ; c'est l'oxalate acidule de potasse, connu vulgairement sous le nom de *Sel d'Oseille*. Il est employé pour aviver le rouge de carthame, pour extraire l'acide oxalique, pour enlever les taches d'encre ; on l'emploie aussi dans les laboratoires pour reconnaître la présence de la chaux ; mais on lui préfère pour cet objet les oxalates neutres de potasse, de soude ou d'ammoniaque.

1158. *Oxalate neutre de Potasse.* Sel très-soluble, cristallise difficilement. Tous les acides puissans lui enlèvent une partie de sa base, et le font passer à l'état d'oxalate acidule. On l'obtient en saturant une dissolution d'oxalate acidule de potasse.

1159. *Oxalate acidule de Potasse* ou *Bi-oxalate.* Moins soluble que le précédent, cristallise en parallélipipèdes opaques. On l'obtient directement en combinant la potasse avec deux fois la quantité d'acide nécessaire à sa saturation.

1160. *Oxalate acide de Potasse* ou *Quadroxalate.* Moins soluble dans l'eau que le précédent, insoluble dans l'alcool, cristallise facilement ; s'obtient en combinant la potasse avec quatre fois la quantité d'acide nécessaire à sa saturation.

1161. *Sel d'Oseille*. Le sel d'oseille paraît être un mélange d'oxalate acide et d'oxalate acidule de potasse. Ce sel s'extrait en Angleterre de l'*oxalis acetosella*, et dans la Forêt-Noire du *rumex acetosella*. La plante, fauchée à l'époque de sa maturité, est broyée sous des martinets de bois et pressée; on décolore le jus avec l'argile; on fait évaporer et cristalliser à plusieurs reprises. 500 grammes de *rumex* donnent 4 grammes de sel d'oseille, 0,g2 de chlorure de potassium, 0,g02 de sulfate de potasse et 120 d'extrait.

1162. *Oxalates de Soude*. L'oxalate neutre s'obtient directement; il est peu soluble et ordinairement en petits cristaux grenus; les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, le font passer à l'état d'oxalate acide ou acidule. L'oxalate acidule de soude s'obtient en combinant avec la soude deux fois la quantité d'acide nécessaire à sa saturation; il est encore moins soluble que le précédent. Tous deux sont sans usages.

1163. *Oxalate d'Ammoniaque*. L'oxalate neutre est très-soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool; il cristallise en tétraèdres terminés par des sommets dièdres: les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique, le font passer à l'état d'oxalate acidule. Ce sel s'obtient directement; il est souvent employé comme réactif pour reconnaître dans un liquide la présence de la chaux libre ou combinée.

Un mélange de parties égales d'oxalate neutre d'ammoniaque et d'hydro-chlorate de deutoxide de mercure en dissolution saturée, présente un phénomène singulier: dans l'obscurité il ne se manifeste aucune action; mais exposée à l'action des rayons solaires, la liqueur se trouble; il se forme un dépôt de proto-chlorure de mercure, il se dégage de l'acide carbonique, et la liqueur ne contient plus que de l'oxalate et de l'hydro-chlorate d'ammoniaque.

Acide Citrique.

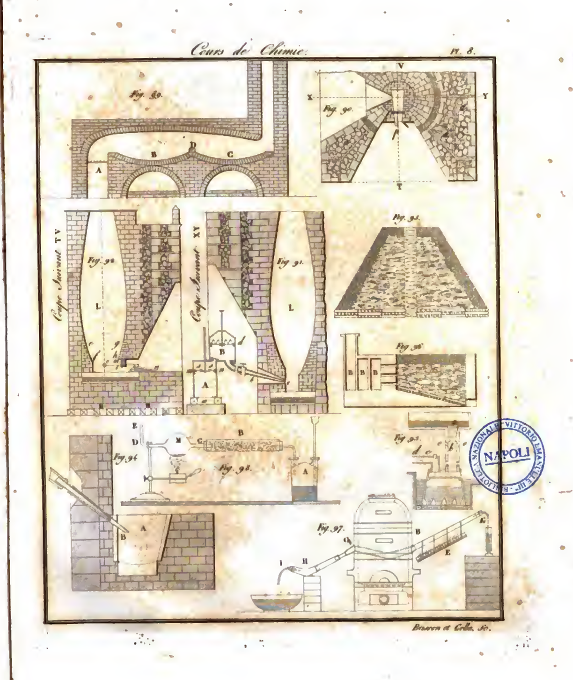
1164. L'acide citrique, découvert par Scheel, se trouve libre et mêlé avec l'acide malique dans le citron, l'orange; il existe dans presque tous les fruits rouges. Cet acide, d'une saveur très-forte, cristallise en prismes inclinés qui renferment 0,17 d'eau; ils sont très-solubles dans

l'eau et beaucoup moins dans l'alcool; l'eau à 18° en dissout les $^3/_4$ de son poids. Un dissolution faible d'acide citrique, exposée à l'air ou dans un vase fermé, se couvre de moisissure. Brûlé à l'air, il ne laisse aucun résidu; distillé, il se transforme en partie en acide pyro-citrique, qui se sublime. L'acide nitrique le transforme, à l'aide de la chaleur, en acide oxalique. Une dissolution d'acide citrique trouble les dissolutions de barite et de strontiane et forme des précipités insolubles; l'acide citrique ne trouble l'eau de chaux qu'autant qu'il est à l'état solide et que la chaux domine. Il précipite l'acétate de plomb, mais ne précipite point les nitrates de plomb et de mercure.

1165. L'acide citrique s'extrait du citron par le procédé suivant : après en avoir exprimé le jus et l'avoir filtré, on le sature à chaud par la craie; on recueille le citrate calcaire qui se précipite; on le lave avec de l'eau chaude, jusqu'à ce que les eaux de lavage cessent d'être colorées; après quoi, on décompose à chaud le citrate calcaire par l'acide sulfurique; on filtre pour séparer le sulfate de chaux, et on fait concentrer au bain-marie les eaux acides, qui cristallisent par le refroidissement. La proportion la plus convenable d'acide sulfurique paraît être de trois parties d'acide sulfurique de 1,15 de densité pour une partie de citrate de chaux sec. Un petit excès d'acide sulfurique est nécessaire dans la dissolution d'acide citrique pour diviser la matière mucilagineuse et faciliter la cristallisation; mais les cristaux d'acide citrique que l'on obtient renferment une petite quantité d'acide sulfurique, que l'on peut enlever par une nouvelle cristallisation ou par un des procédés que nous avons indiqués (1153).

D'après M. Berzelius, l'acide citrique est composé de 0,414 de carbone, de 0,549 d'oxigène et de 0,036 d'hydrogène, ou bien un vol. de vapeurs de carbone et un vol. d'hydrogène. L'acide citrique est employé pour faire des limonades et en teinture.

1166. *Des Citrates.* On ne trouve dans la nature qu'un seul citrate, celui de chaux, mais en très-petite quantité, dans la plupart des fruits où l'on rencontre l'acide citrique libre. Tous les citrates s'obtiennent directement ou par la voie des doubles décompositions; ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque, de strontiane, de magnésie, de fer, sont



Brazon et Colle. Sc.

solubles et cristallisables ; ceux de barite, de chaux, de zinc, de cérium, de plomb, de mercure, d'argent, sont insolubles dans l'eau, mais solubles dans un excès d'acide. Suivant M. Berzélius, dans les citrates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 7,277. Ces sels sont sans usages.

Acide Tartrique.

1167. L'acide tartrique que Schéele est parvenu le premier à isoler de ses combinaisons, n'existe jamais dans la nature que combiné avec la chaux ou avec la potasse. L'acide tartrique a une saveur forte et tout-à-fait semblable à celle de l'acide citrique ; il cristallise en primes à six pans non réguliers, mais dont les faces sont parallèles 2 à 2 et qui sont terminés par une pyramide à trois faces ; la forme primitive est un parallélipipède oblique. Distillé en vase clos, l'acide tartrique se convertit en partie en acide pyro-tartrique. Il est très-soluble dans l'eau et beaucoup moins dans l'alcool ; une dissolution faible se décompose et se couvre de moisissures ; l'acide nitrique le convertit en acide oxalique. L'acide tartrique précipite les eaux de chaux, de barite, de strontiane et les dissolutions des sels solubles de ces bases, ainsi que celles de plomb ; ces précipités sont solubles dans un excès d'acide. L'acide tartrique produit des précipités cristallins dans les dissolutions concentrées de potasse, de soude et d'ammoniaque ; ce sont des tartrates acidules peu solubles même dans un excès d'acide.

L'acide tartrique s'extrait du tartrate acidule de potasse (crème de tartre) ; on le dissout dans l'eau bouillante, on sature l'excès d'acide par la craie et on verse dans la liqueur de l'hydro-chlorate de chaux jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On obtient ainsi un précipité abondant de tartrate de chaux renfermant tout l'acide qui existait dans la crème de tartre (1). On lave ce tartrate pour enlever l'hydro-

(1) La chaux décompose complètement le tartrate de potasse, mais la potasse mise en liberté dissout une grande quantité de tartrate de chaux ; par conséquent, si l'on voulait employer de la chaux au lieu de la craie, il faudrait se garder de dépasser le terme de la saturation.

chlorate de potasse qui s'est formé ; après quoi on traite à froid le tartrate de chaux par 0,6 de son poids d'acide sulfurique concentré, étendu de trois à quatre fois son poids d'eau ; il se forme du sulfate de chaux, et l'acide libre reste en dissolution ; on filtre, on fait évaporer, et l'acide cristallise par le refroidissement ; on le purifie ou par de nouvelles cristallisations ou par les procédés indiqués (1153).

D'après M. Berzélius, l'acide tartrique est composé de 0,36 de carbone, de 0,60 d'oxigène et de 0,04 d'hydrogène, ou de quatre volumes de vapeurs de carbone, cinq d'oxigène et cinq d'hydrogène ; une molécule d'acide tartrique est composée de quatre molécules de carbone, cinq d'oxigène et cinq d'hydrogène.

L'acide tartrique est employé dans les fabriques de toile peinte et pour remplacer l'acide citrique, dans les limonades.

1168. *Des Tartrates.* Jusqu'ici on n'a rencontré que deux tartrates dans la nature, celui de chaux et celui de potasse ; ils existent tous deux dans le raisin, mais en quantité beaucoup plus grande dans le fruit qui n'est pas mûr ; le dernier a été trouvé aussi dans le tamarin. Décomposés par la chaleur, les tartrates répandent une odeur de caramel et produisent probablement une petite quantité d'acide pyro-tartrique. Les tartrates neutres de soude, de potasse, d'ammoniaque, de magnésie, de deutoxide de cuivre, sont solubles ; ceux de barite, de strontiane, de chaux, de plomb, de fer, de manganèse, de zinc, d'étain, de mercure, d'argent et la plupart des autres sont insolubles. Avec un excès d'acide, les tartrates neutres insolubles se dissolvent, ceux qui sont très-solubles le deviennent moins. Les tartrates de soude, de potasse et d'ammoniaque se combinent entre eux et avec la plupart des autres tartrates et forment des sels doubles solubles ; c'est pour cette raison que les tartrates de soude, de potasse et d'ammoniaque ne précipitent ni les dissolutions de fer ni celles de manganèse.

1169. Le tartrate de potasse se prépare en purifiant celui qui se précipite du vin ; tous les autres peuvent s'obtenir directement, et parmi ceux qui sont insolubles, il en est qu'on obtient purs par la voie des doubles décompositions.

1170. D'après l'analyse du tartrate de chaux faite par MM. Gay-Lussac et Thé-

nard, dans les tartrates neutres la quantité d'oxigène de l'acide serait à la quantité d'acide comme 1 est à 12,14; et d'après l'analyse du tartrate de plomb faite par M. Berzélius, ce rapport serait comme 1 est à 8,35. Il est probable que la cause de cette différence provient de ce que l'oxide de plomb agit sur l'acide tartrique, comme sur l'acide oxalique (1155). Les tartrates acides renferment deux fois autant d'acide que les tartrates neutres.

1171. Dans les arts et en médecine, on n'emploie qu'un très-petit nombre de tartrates, qui sont le tartrate acide et le tartrate neutre de potasse, le tartrate de potasse et de soude, le tartrate de potasse et de fer, et le tartrate de potasse et d'antimoine (*Émétique*).

1172. *Tartrate acide de Potasse* (*Crème de Tartre*). Ce sel existe dans le raisin et le tamarin; il se précipite contre les parois des tonneaux et des bouteilles dans lesquels on conserve le vin; il est alors mêlé avec des matières colorantes et une petite quantité de tartrate de chaux. Ces dépôts cristallins se retirent ordinairement après cinq ou six ans; ils ont alors de un à deux centimètres d'épaisseur; ils sont rouges ou blancs, suivant la couleur du vin dont ils proviennent, et portent le nom de tartre. Ceux que l'on recueille en Provence renferment ordinairement 0,70 de tartrate acide de potasse.

Le tartre se purifie en grand à Marseille et à Montpellier. Les procédés sont extrêmement simples. A Marseille, on commence par pulvériser le tartre dans un moulin à meule verticale, mu par un cheval; on le passe à un tamis grossier et on le fait fondre dans une chaudière de forme conique, avec environ 15 fois son poids d'eau: les chaudières contiennent ordinairement 1500 litres. Lorsque la dissolution est complète, on ajoute 0,03 d'argile pure et on abandonne la dissolution jusqu'à complet refroidissement, ce qui a lieu ordinairement après trois ou quatre jours. On trouve alors sur la surface du liquide, contre les parois de la chaudière et au-dessus du dépôt, une couche de cristaux de tartrate de potasse. On enlève les eaux au moyen d'un siphon, et les cristaux sont lavés par décantation à l'eau pour enlever la matière colorante et une petite quantité de tartrate de chaux mêlé avec eux. Le produit de cette première opération porte le nom de cristaux de tartre; ils sont ordinairement colorés; on les purifie par une nouvelle cristalli-

sation et une nouvelle addition d'argile. Les eaux de première cristallisation servent jusqu'à cinq fois, celles de la deuxième servent plusieurs fois, après quoi elles sont abandonnées; elles ne retiennent qu'une très-petite quantité de tartrate de potasse, car ce sel est très-peu soluble dans l'eau froide. L'argile dont on se sert dans toutes ces opérations doit être exempte de carbonate de chaux ; car si elle en renfermait, il se formerait du tartrate de chaux ; elle agit en précipitant une grande partie de la matière colorante. La qualité des eaux que l'on emploie a aussi une grande influence sur le produit ; celles qui sont trop calcaires occasionnent un déchet considérable.

1173. La crème de tartre cristallise en prismes quadrangulaires pas assez nets pour qu'on puisse en déterminer la forme ; ils renferment 0,04 d'eau de cristallisation ; l'eau à 100° degrés en dissout un quinzième, et un soixantième à la température ordinaire ; ils sont complètement insolubles dans l'alcool. En dissolution dans l'eau, la crème de tartre se décompose spontanément, se couvre de moisissures, forme du sous-carbonate de potasse et une matière grasse. En saturant l'excès d'acide de la crème de tartre par la soude, la potasse et l'ammoniaque, on obtient des sels doubles ; en le saturant par les oxides de fer et de manganèse, on obtient aussi des sels doubles solubles. Le borax et l'acide borique se combinent avec le tartrate acidule de potasse, et produisent des combinaisons déliquescentes, et par conséquent très-solubles. Six parties de tartrate acide de potasse et deux parties de borax traitées à l'ébullition dans seize parties d'eau forment un composé soluble dans son poids d'eau froide et dans la moitié de son poids d'eau bouillante ; quatre parties de tartrate acide de potasse et une partie de borax traitées de la même manière, donnent pour résidu de l'évaporation un composé encore plus soluble que le précédent : on ne connaît pas la nature de la combinaison qui se forme.

Le tartrate acide de potasse est soluble dans les $\frac{11}{10}$ de son poids d'acide hydro-chlorique à 22°. Il ne paraît pas que le sel soit décomposé ; car en saturant l'acide avec de la chaux, il ne se forme au commencement qu'un dépôt de tartrate acide de potasse. L'acide sulfurique étendu

décompose la crème de tartre à l'aide de la chaleur ; il se forme un dépôt d'une certaine quantité de sulfate de potasse, mais une autre portion reste intimement combinée avec l'acide tartrique, et le résultat de l'évaporation est une substance qui ne cristallise qu'en masse et qui est très-déliquescente ; traitée par l'alcool, l'acide se dissout et le sulfate de potasse se sépare. La chaux, à l'aide de la chaleur, décompose complètement le tartrate acide de potasse : on obtient une combinaison de potasse et de tartrate de chaux très-soluble dans l'eau. Le tartrate acide de potasse étant chauffé avec du peroxide de manganèse, il se forme de l'acide carbonique qui se dégage et un sel double de potasse et de protoxide de manganèse; par conséquent, une partie de l'acide tartrique libre est décomposé.

La crème de tartre est employée en teinture comme mordant et pour extraire l'acide tartrique. Les lies de vin, par le tartre qu'elles renferment, servent à fabriquer une matière très-alcaline, connue dans le commerce sous le nom de *Cendres gravelées*. Les tartres bruts et les lies sont aussi employés dans le feutrage des chapeaux. En pharmacie, les usages de la crème de tartre sont très-nombreux ; on l'emploie pour faire le tartrate neutre de potasse (*Sel végétal*), le tartrate de soude et de potasse (*Sel de Seignette*), le tartrate de potasse et d'antimoine (*Émétique*), les tartrates de potasse et de fer (*Tartre martial soluble*, *Boules de Mars ou de Nancy*, *Teinture de Mars de Ludovic*, *Teinture de Mars tartarisée*, *Tartre calybé*), et le composé très-soluble de borax et de tartre dont nous avons parlé. Dans les laboratoires, la crème de tartre est employée pour obtenir du sous-carbonate de potasse pur en le calcinant avec deux fois son poids de nitre.

1174. *Tartrate neutre de Potasse* (*Sel végétal*). Ce sel cristallise en prismes rectangulaires terminés par des sommets dièdres ; à la température ordinaire, il se dissout dans un poids d'eau égal au sien. La plupart des acides le précipitent de sa dissolution à l'état de tartrate acide. Ce sel dissout une grande quantité d'alumine. Le tartrate neutre de potasse s'obtient en saturant une dissolution chaude de potasse ou de sous-carbonate avec de la crème de tartre en poudre, filtrant pour séparer une certaine quantité de tartrate de chaux et faisant évaporer ; il est quelquefois employé en médecine comme purgatif.

1175. *Tartrate de Soude et de Potasse* (*Sel de Seignette*). Ce sel s'obtient en saturant le tartrate acide de potasse par la soude, il est très-soluble dans l'eau, et cristallise très-facilement en prismes à 8 ou 10 pans. Il se comporte avec les acides et l'alumine comme le tartrate neutre de potasse; il est employé en médecine comme léger purgatif.

1176. *Tartrate de Potasse et d'Antimoine* (*Émétique*). Ce sel est acide, blanc; il cristallise en tétraèdres efflorescens. Les dissolutions d'émétique sont décomposées par les acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique, la soude, la potasse et l'ammoniaque, qui précipitent l'oxide d'antimoine; par la barite, la strontiane et la chaux, qui précipitent en même temps du tartrate de ses bases; par les hydro-sulfures qui forment un précipité de kermès; par l'hydrogène sulfuré, qui donne en outre des cristaux de crème de tartre; enfin, par la décoction de plusieurs espèces de quinquina et de plusieurs plantes astringentes. L'émétique exerce sur l'économie animale une action très-énergique; c'est un poison violent.

On obtient l'émétique en prenant parties égales de crème de tartre et de verre d'antimoine (mélange de sulfure, de protoxide d'antimoine, de silice et d'oxide de fer) réduits en poudre, faisant bouillir avec six parties d'eau; filtrant, évaporant à siccité, dissolvant dans l'eau chaude, et concentrant pour faire cristalliser; l'excès d'acide de la crème de tartre se combine avec l'oxide du verre d'antimoine et forme l'émétique; par la décomposition de l'eau, une partie du sulfure passe à l'état d'hydro-sulfate (*Kermès*) qui se dépose, et la silice reste sous la forme d'une gelée; par la première filtration, on sépare les matières insolubles; par la dessiccation, on fait perdre la forme gélatineuse à la silice, et par la dernière filtration on obtient une dissolution d'émétique un peu coloré par le fer et contenant une petite quantité de tartrate de chaux qui existait dans la crème de tartre, qui se dépose souvent sur les cristaux d'émétique en houppes soyeuses.

1177. *Tartrate de Potasse et de Fer.* Ce sel est très-soluble, cristallise en petites aiguilles verdâtres; sa dissolution n'est troublée ni par la soude, ni par la potasse, ni par l'ammoniaque; l'hydrogène sulfuré précipite le fer. Ce sel s'obtient en faisant bouillir dans de l'eau un mélange de limaille de fer et de crème de tartre. Les médicamens connus sous les noms de *Tartre calybé*, *Teinture de Mars de Ludovic*, *Teinture de Mars tartarisé*, *Boules de Nancy*, sont des tartrates de potasse et de fer.

Acide Benzoïque.

1178. L'acide benzoïque ne s'est rencontré jusqu'ici que dans le benjoin, les autres baumes, l'urine des quadrupèdes herbivores, la fiente des oiseaux, dans la vanille, le castoréum, la cannelle, les fleurs de mélilot et la fève de Tonka; il cristallise en longues aiguilles blanches satinées, d'une saveur piquante et amère. L'acide

pur est sans odeur, mais ordinairement il est uni à une matière étrangère qui lui donne celle de l'encens. Soumis à l'action de la chaleur, l'acide benzoïque entre en fusion, une partie se décompose et forme des gaz dans lesquels le reste se sublime; l'eau à 100° en dissout $\frac{1}{24}$, et $\frac{1}{200}$ à 16°; l'alcool en dissout la moitié de son poids; l'essence de térébenthine en dissout beaucoup aussi. Les acides minéraux les plus puissans ne font qu'en opérer la dissolution.

L'acide benzoïque s'obtient, 1° en faisant chauffer du benjoin dans un vase surmonté d'un long cône de carton; l'acide se dépose contre les parois; 2° en faisant bouillir le benjoin pulvérisé avec de l'eau de chaux, filtrant, faisant concentrer le benzoate de chaux et versant de l'acide hydro-chlorique; l'acide benzoïque se précipite en flocons; 3° des urines des quadrupèdes herbivores, en les faisant concentrer et versant de l'acide hydro-chlorique pour précipiter l'acide benzoïque. L'acide obtenu par le premier procédé est très-odorant, celui qu'on obtient par les deux derniers ne l'est pas. Tous doivent être purifiés en les faisant chauffer avec de l'acide nitrique à 25° presque jusqu'à siccité, dissolvant dans l'eau, filtrant et faisant cristalliser.

1179. *Benzoates.* Soumis à l'action de la chaleur, l'acide se dégage; ils sont décomposés par tous les acides puissans; ceux des deux premiers ordres, ainsi que ceux de manganèse et de zinc, sont solubles et cristallisables; ceux de fer, d'argent, de mercure, d'étain, de cuivre et de cérium, sont insolubles. On les obtient directement ou par la voie des doubles décompositions. On ne rencontre dans la nature que les benzoates de soude et de potasse, dans les urines de quelques animaux. Dans les benzoates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 15,098. Les benzoates sont sans usages.

Acide Gallique.

1180. L'acide gallique, découvert par Schéele en 1786, ne se rencontre qu'avec le tannin dans la noix de galle et la plupart des écorces. L'acide gallique pur cristallise en aiguilles blanches et soyeuses, très-solubles dans l'eau et l'alcool; par l'action de la chaleur, il se divise en deux parties dont l'une se décompose et l'autre se sublime. L'acide gallique pur ne précipite que les sels de fer, il se forme un précipité noir qui passe au gris foncé. Mêlé avec le tannin, il précipite presque toutes les dissolutions métalliques des cinq derniers ordres. Pur, il est sans usage; uni au tannin, il est fréquemment employé en teinture.

L'acide gallique s'extrait de la noix de galle; le procédé le plus simple est dû à M. Baruel: il consiste à verser dans une décoction de noix de galle une dissolution de blanc d'œuf jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité, à évaporer à siccité la liqueur clarifiée, à traiter le résidu à chaud par l'alcool, à filtrer de nouveau et faire cristalliser.

1181. *Gallates.* L'acide gallique se combine avec tous les oxides, mais les sels qui en résultent sont tous presque immédiatement altérés par le contact de l'air lorsque l'acide employé est pur; les gallates de soude, de potasse et d'ammoniaque, sont les seuls solubles dans l'eau. Les gallates sont tous solubles dans les acides; c'est pour cette raison que les taches d'encre disparaissent par les acides oxalique, tartrique, etc. On n'a encore trouvé dans la nature que les gallates de chaux, de brucine et de vératrine, et en très-petite quantité. Les gallates s'obtiennent directement ou par les doubles décompositions. Le gallate impur de fer est employé pour faire l'encre et dans toutes les teintures en noir. D'après M. Berzélius, dans les gallates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 7,918.

Acide Pectique.

1182. Cet acide, découvert par M. Braconnot au commencement de 1825, paraît exister dans tous les végétaux, dans les racines, les bulbes, le ligneux, les fruits, les feuilles, etc., et constituer la matière peu connue et désignée sous le nom de *Gelée.* L'acide pectique, tel qu'on l'obtient par les procédés que nous indiquerons plus bas, est sous la forme d'une gelée transparente, incolore, rougissant sensiblement le tournesol, renfermant une très-grande quantité d'eau; il est un peu soluble dans l'eau chaude, forme avec la soude, la potasse et l'ammoniaque, des sels solubles, et avec toutes les autres bases des sels insolubles; tous sont sous la forme de gelée. Les dissolutions d'acide pectique et de pectates solubles sont coagulées par l'alcool et les sels neutres alcalins; les sels terreux et métalliques précipitent des pectates insolubles; les sous-pectates de soude et de potasse sont insolubles. Les dissolutions de pectates solubles sont toutes coagulées par une quantité d'acide quelconque suffisante pour saturer l'alcali; l'acide pectique desséché se transforme en une matière analogue à la gomme.

1183. Pour extraire l'acide pectique des carottes et des navets, il faut les réduire en pulpe au moyen d'une rape, exprimer le suc et laver le marc à l'eau distillée, ou de pluie, et filtrer jusqu'à ce que l'eau ne soit plus colorée; alors pour 50 parties de marc on ajoute 300 parties d'eau et une partie de potasse à alcool, ou l'équivalent de potasse de commerce rendue caustique par la chaux; on fait bouillir pendant quelques minutes et on passe à travers un linge la liqueur qui renferme le pectate de potasse; on verse de l'hydro-chlorate de chaux, il se forme un précipité de pectate de chaux, que l'on lave sur un filtre, ensuite on sature la chaux par l'acide hydro-chlorique; on pourrait obtenir directement l'acide pectique en saturant le pectate de potasse par un acide, mais on le laverait difficilement. Il est facile de voir, d'après ce qui précède, que si on employait de l'eau renfermant du carbonate ou du sulfate de chaux, ou si on mettait un excès de potasse, il ne se formerait point de pectate soluble, et

par conséquent on n'obtiendrait point d'acide. Cet acide est employé pour faire des gelées aromatiques très-agréables et pour tromper l'appétit des malades, car ces gelées ne renferment qu'une très-petite quantité de matière solide. M. Braconnot le regarde comme un très-bon antidote contre la plupart des empoisonnemens par les sels métalliques, excepté pourtant le deuto-chlorure de mercure, le nitrate d'argent et celui de mercure, parce que les pectates de ces bases sont solubles dans un excès d'acide.

Acide Succinique.

1184. L'acide succinique existe tout formé dans le succin (*Ambre*); il est blanc, transparent; sa saveur est âcre; il rougit fortement le tournesol; l'eau à 100° en dissout moitié de son poids; il est aussi très-soluble dans l'alcool et fort peu dans l'essence de térébenthine; soumis à l'action de la chaleur, une partie se sublime et l'autre se décompose. On l'obtient en distillant le succin dans une cornue de verre; il faut chauffer, en modérant le feu, jusqu'à ce que la matière, qui s'était fortement boursouflée, se soit affaissée tout à coup; on trouve l'acide en aiguilles dans le col de la cornue; on le purifie en le faisant chauffer jusqu'à siccité avec le double de son poids d'acide nitrique, dissolvant dans l'eau et faisant cristalliser.

Succinates. Aucun n'existe dans la nature; ceux de soude, de potasse, d'ammoniaque, de magnésie, d'alumine, de manganèse et de zinc sont solubles; les autres sont tous insolubles, mais se dissolvent dans les acides. On les obtient directement ou par la voie des doubles décompositions. Les succinates solubles sont quelquefois employés dans les laboratoires pour séparer l'oxide de manganèse de l'oxide de fer. D'après M. Berzélius, dans les succinates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 6,28.

Acides Margarique et Oléique.

1185. Ces acides se produisent lorsqu'on traite les matières grasses végétales ou animales par l'eau ou les alcalis; nous ne les examinerons que dans la Chimie animale.

Acide Fungique.

1186. M. Braconnot, à qui on doit la découverte de cet acide, l'a reconnu libre dans la plupart des champignons et combiné avec la potasse dans le bolet du noyer. Cet acide est incolore, déliquescent, incristallisable; pour l'extraire du bolet du noyer, on en exprime le suc que l'on fait bouillir pour coaguler l'albumine; on filtre, on évapore à siccité, et on traite par l'alcool; il reste du fungate de potasse presque pur; on le dissout dans l'eau, et on verse de l'acétate de plomb: il se précipite du fungate de plomb, que l'on décompose par l'acide sulfurique étendu; mais comme

l'acide n'est pas pur, on le sature par l'ammoniaque, on fait cristalliser plusieurs fois, on précipite de nouveau par l'acétate de plomb et on traite par l'acide sulfurique.

1187. *Fungates.* Ceux de soude et de potasse sont très-solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool et cristallisables; le fungate acidule d'ammoniaque cristallise en octaèdres réguliers; celui de barite est soluble dans quinze fois son poids d'eau et difficilement cristallisable; celui de magnésie est soluble et cristallisable; celui d'alumine se prend en masse analogue à la gomme; celui de zinc cristallise facilement, celui de plomb est insoluble.

Acide Igasurique.

1188. MM. Pelletier et Caventon ont trouvé la strychnine combinée dans les plantes du genre *strychnos* (la *Fève Saint-Ignace*, la *Noix vomique*, le *Bois des couleuvres*) avec un acide particulier, qu'ils ont désigné sous le nom d'*Igasurique*, du nom Malais de la fève Saint-Ignace. Cet acide est blanc, cristallise en petits cristaux greneux, très-solubles dans l'eau et l'alcool; il forme des sels alcalins et terreux, solubles dans l'eau et l'alcool; l'igasurate neutre d'ammoniaque ne précipite point les sels d'argent, de mercure et de fer, mais il colore en vert les sels de cuivre et y produit un précipité blanc verdâtre. On obtient cet acide de la fève Saint-Ignace par le procédé suivant: après l'avoir réduite en poudre avec la râpe, on la traite par l'éther dans une marmite fermée par une soupape à ressort, afin d'élever la température de l'ébullition; l'éther dissout de l'huile concrète et de l'igasurate de strychnine; on traite à plusieurs reprises par l'alcool bouillant qui enlève le reste de l'huile et de la cire, et le reste de l'igasurate de strychnine; la cire se dépose par le refroidissement, on filtre, on évapore les dissolutions alcooliques, on ajoute de la magnésie, il se forme un sous-igasurate de magnésie peu soluble et de la strychnine aussi peu soluble; on lave à l'eau froide pour enlever la matière colorante, avec de l'alcool pour dissoudre la strychnine; l'igasurate de magnésie est repris par une grande quantité d'eau bouillante, précipité par l'acétate de plomb, et l'igasurate de plomb est décomposé par l'hydrogène sulfuré.

Acide Kinique.

1189. Jusqu'ici l'acide kinique ne s'est rencontré que dans le quinquina, combiné avec la chaux. Cet acide, dont la saveur est forte et sans amertume, est très-soluble dans l'eau, cristallise difficilement en lames divergentes qui, soumises à l'action de la chaleur, fondent et se décomposent. L'acide kinique forme avec les alcalis et les terres des sels solubles et cristallisables, et ne précipite point les nitrates de plomb, de mercure et d'argent.

L'acide kinique s'obtient en versant une dissolution d'acide oxalique dans une dissolution de kinate de chaux jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. On extrait

le kinate de chaux du quinquina, en évaporant en consistance d'extrait une décoction de quinquina, traitant par l'alcool pour enlever la résine, dissolvant dans l'eau le résidu visqueux, filtrant et faisant évaporer dans une étuve : le kinate de chaux cristallise en lames exaèdres, on le purifie par de nouvelles cristallisations.

Acide Kramérique.

1190. Cet acide, découvert par M. Pechier dans la racine d'un arbuste nommé *Krameria*, a une saveur styptique; il est très-soluble dans l'eau et sa combinaison avec la barite n'est point précipitée par l'acide sulfurique; cette propriété le distingue de tous les acides connus.

Acide Laccique.

1191. L'acide laccique, découvert par M. John dans la laque en bâton, a une saveur forte, sa couleur est jaune pâle; il est susceptible de cristalliser et très-soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; il précipite en blanc les dissolutions de plomb et de mercure, mais il ne trouble pas l'eau de chaux et les nitrates d'argent et de barite; il précipite en blanc les sels oxidés de fer. On l'obtient en traitant la laque pulvérisées par l'eau, le résidu de l'évaporation par l'alcool, le résidu de l'évaporation de cette dissolution par l'éther; le résidu de l'évaporation de la dissolution éthérée renferme l'acide laccique combiné avec une petite quantité de potasse et de chaux; on précipite l'acide laccique par l'acétate de plomb, et on décompose le résidu par l'acide sulfurique.

Acide Méconique.

1192. Cet acide, découvert par M. Sertuerner, n'existe que dans l'opium; il est blanc; il se présente tantôt sous la forme de longues aiguilles, tantôt en lames carrées, tantôt en ramifications formées d'octaèdres très-alungés. Il est fusible à 120°, et à cette température il commence à se sublimer sans éprouver aucune altération. Il est très-soluble dans l'eau et l'alcool; le méconate de barite est soluble, il l'est beaucoup moins lorsque l'acide est impur. Il donne aux sels de tritoxide de fer une couleur rouge très-intense sans y former de précipité; il fait passer au vert la dissolution de sulfate de cuivre et y produit lentement un précipité jaune. Le procédé le plus simple pour extraire l'acide méconique consiste, suivant M. Robiquet, à faire bouillir pendant un quart d'heure une infusion d'opium avec une petite quantité de magnésie, à laver successivement le dépôt de méconate de cette base avec de l'alcool faible et concentré, pour enlever la plus grande partie de la matière colorante. Après on décompose ce sel par l'acide sulfurique affaibli, et on verse une dissolution d'hydrochlorate de barite; il se forme un précipité de sulfate et de méconate de barite, que

l'on décompose par l'acide sulfurique affaibli, en le laissant agir lentement. La liqueur filtrée et évaporée, l'acide cristallise facilement, même à chaud; on le purifie par la sublimation.

Acide Mellitique.

1193. L'acide mellitique, découvert par M. Klaproth, n'a encore été trouvé que combiné avec l'alumine dans le minéral connu sous le nom d'*Honisgtein mellite ou pierre de miel*; il a une saveur aigre et amère; il cristallise en petits prismes ou en masses radiées; il est peu soluble dans l'eau; l'acide nitrique n'agit point sur lui. Il précipite les eaux de chaux, de barite, de strontiane; l'acétate de barite, l'acétate de plomb et le nitrate de mercure, l'acétate de mercure, l'acétate de cuivre et le nitrate de fer; ce dernier précipité a une couleur isabelle, le précédent est vert, tous les autres sont blancs: tous sont solubles dans l'acide nitrique. Il ne précipite point l'hydro-chlorate de barite, l'hydro-chlorate de cuivre et le nitrate d'argent. Le mellitate neutre de potasse laisse précipiter par l'acide nitrique des cristaux de mellitate acide qui précipitent les dissolutions d'alun; les autres mellitates alcalins sont tous solubles et cristallisables. M. Klaproth obtient cet acide en pulvérisant l'*honisgtein*, le traitant à plusieurs reprises par l'eau bouillante, qui dissout la majeure partie de l'acide et un peu d'alumine; filtrant, faisant évaporer et versant de l'alcool pour précipiter l'alumine; filtrant de nouveau, faisant évaporer et cristalliser à plusieurs reprises.

Acide Ménispermique.

1194. M. Boullay croyait avoir trouvé dans le *Menispermium coculus* un acide nouveau qu'il avait désigné sous le nom de *Ménispermique*; mais, d'après un travail plus récent de M. Casaseca, il paraît que cet acide n'existe pas. (Annales de Physique et de Chimie, tom. XXX).

Acide Morique.

1195. L'acide morique, découvert par M. Klaproth, n'existe que dans l'écorce du *Morus alba*, mûrier blanc, en combinaison avec la chaux, sous la forme de petits grains d'un brun jaunâtre. Cet acide est blanc, cristallise en prismes alongés. Il est très-soluble dans l'eau et l'alcool; soumis à l'action de la chaleur, une partie se volatilise et l'autre se décompose; il forme avec la chaux un sel peu soluble, et avec la soude, la potasse et l'ammoniaque, des sels très-solubles. On obtient l'acide morique en faisant bouillir l'écorce du mûrier recouverte de morate de chaux dans de l'eau distillée: ce sel se dissout, on le fait cristalliser, on le traite par l'acétate de plomb, et le morate de plomb qui se précipite est décomposé par l'acide sulfurique.

Acide du Strychnos-pseudo-kina.

1196. Cet acide a été découvert par M. Vauquelin; mais son mémoire n'a pas encore été publié.

Acides qui n'existent point dans la nature.

Acide Subérique.

1197. L'acide subérique, découvert par M. Brugnatelli, s'obtient en traitant le liége par l'acide nitrique; il est blanc, peu sapide, cristallisable en aiguilles; il est soluble dans 80 parties d'eau à 13°; il est plus soluble dans l'alcool; il est fusible comme une graisse et volatil; l'acide nitrique est sans action sur lui; il précipite en blanc le nitrate et l'acétate de plomb, les nitrates de mercure et d'argent, l'hydro-chlorate d'étain et le proto-sulfate de fer; il ne trouble pas les dissolutions de sulfate de zinc et de cuivre. On obtient cet acide en traitant à chaud de la râpure de liége par six fois son poids d'acide nitrique dans une cornue de verre, et remettant sur le liége l'acide qui se volatilise; on évapore ensuite à une douce chaleur jusqu'en consistance sirupeuse; on délaye dans cinq ou six parties d'eau et on laisse refroidir; par le refroidissement il se sépare une matière grasse qui surnage et du ligneux qui se précipite; on sépare ces matières solides et on fait évaporer la liqueur; l'acide se précipite par le refroidissement; on le dissout et on le précipite plusieurs fois pour le purifier. Les subérates sont peu connus.

Acide Camphorique.

1198. L'acide camphorique, découvert par M. Kosegarten, s'obtient en traitant le camphre par douze fois son poids d'acide nitrique à 25°, concentrant jusqu'à ce qu'il ne reste plus que le quart du liquide : l'acide cristallise par le refroidissement. Cet acide cristallise en aiguilles longues, flexibles et fusibles; soumises à l'action de la chaleur, une partie se volatilise, l'autre se décompose. L'eau à 19° en dissout $\frac{1}{100}$ et à 100° $\frac{1}{10}$; l'alcool bouillant le dissout en toutes proportions; il est soluble dans les huiles et les acides minéraux. Les camphorates de soude, de potasse et d'ammoniaque, sont très-solubles; les autres sont peu solubles; on les obtient directement ou par la voie des doubles décompositions.

Acide Ellagique.

1199. Lorsqu'on abandonne pendant long-temps une infusion de noix de galle,

il se forme un dépôt cristallin composé d'acide gallique, d'acide ellagique, de gallate et de sulfate de chaux, et d'une matière colorante brune : pour en extraire l'acide ellagique, on le traite par l'eau bouillante, qui enlève l'acide gallique; puis traitant le résidu par une dissolution faible de potasse, filtrant et abandonnant cette liqueur à l'air, l'acide carbonique se combine avec la potasse, et il se forme un dépôt abondant d'ellagate de potasse, que l'on décompose par l'acide hydro-chlorique. On obtient ainsi l'acide ellagique sous la forme d'une poudre d'un blanc fauve presque insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; par la chaleur, il se sublime et se décompose en partie; l'acide nitrique le colore en rouge de sang et produit de l'acide oxalique. Il paraît que tous les ellagates neutres sont peu solubles, celui d'ammoniaque paraît être insoluble même dans un excès de base; les ellagates acidés doivent être tous insolubles.

Acide Mucique.

1200. Cet acide, découvert par Schéele en 1780, s'obtient en traitant la gomme, la manne grasse ou le sucre de lait, par l'acide nitrique; l'acide mucique se précipite en une poudre blanche, dure, peu soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool; celui que l'on obtient en employant la gomme, est toujours mêlé d'oxalate et de mucate de chaux. L'acide mucique se décompose par la chaleur, et produit un acide particulier qui se sublime; l'acide mucique précipite les eaux de chaux, de barite et de strontiane; un excès d'acide dissout les précipités; il trouble également les dissolutions de nitrate d'argent et de mercure et les acétate, nitrate et hydro-chlorate de plumb; mais il n'agit point sur les sels de magnésie, d'alumine, sur les hydro-chlorates d'étain et de mercure et sur les sulfates de fer, de cuivre, de zinc et de manganèse.

Les mucates solubles sont ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque et d'alcalis végétaux; tous s'obtiennent directement ou par la voie des doubles décompositions; d'après M. Berzélius, dans les mucates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 13,185.

Acide Nancéique.

1201. Cet acide se forme, d'après M. Braconnot, dans toutes les matières végétales qui éprouvent la fermentation acide; on l'extrait du jus de betterave putréfié, en l'évaporant à siccité à une douce chaleur, traitant par l'alcool, évaporant en consistance sirupeuse, saturant avec du carbonate de zinc la liqueur étendue d'eau, filtrant, faisant concentrer et cristalliser le sel de zinc, dissolvant ce sel dans l'eau, précipitant le zinc par la barite, et décomposant le nancéate de barite par l'acide sulfurique. L'acide nancéique est blanc, très-soluble, incristallisable; il ne précipite aucune dissolution métallique, excepté celle de zinc, lorsqu'elles sont concentrées; cet acide paraît avoir beaucoup de rapport avec l'acide lactique.

Acide Pyro-citrique.

1202. Cet acide, déconvert par M. Lassaigne, se forme dans la distillation de l'acide citrique. On trouve dans le récipient deux liquides; l'un, d'une consistaoce huileuse, occupe la partie inférieure; l'autre, iocolore et très-fluide, se trouve au-dessus du premier; c'est du liquide sopérieur qu'on extrait l'acide pyro-citrique. Pour cela, on le sature par la craie, on le précipite par l'acétate de plomb, et on décompose le pyro-citrate de plomb par l'hydrogène sulfuré. L'acide pyro-citrique est blanc, cristallise en petites masses rayoonées; sa saveur est un peu amère; il est très-soluble dans l'eau et l'alcool; il ne trouble que les dissolutions d'acétate de plomb et de proto-nitrate de mercure. Il paraît que dans les pyro-citrates la quantité d'oxigèoe de l'oxide est à la quaotité d'acide comme 1 est à 6,86.

Acide Pyro-malique.

1203. D'après M. Lassaigne, lorsqu'on distille de l'acide malique, on obtient dans le récipieot uo liquide très-acide, et à la voûte de la cornue des aiguilles blaoches. Ces deux produits paraissent renfermer chacuo un acide particulier. Le liquide, évaporé à moitié, laisse déposer des cristaux prismatiques acides fusibles à 47,5, qui, par le refroidissement, se prenneot en masse fibreuse; à une température plus élevée, cet acide se sublime et se décompose en partie; l'eau à 10° en dissout ½; il est très-soluble dans l'alcool; il ne précipite ni la chaux, ni la barite. Il paraît que dans les pyro-malates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 5 168.

Le sublimé cristallio est acide, peu soluble dans l'eau; il ne précipite ni la chaux, ni la barite; mais il précipite l'acétate de plomb, le nitrate d'argent et le sulfate de fer.

Acide Pyro-mucique.

1204. L'acide pyro-mucique se forme, suivant M. Houton-Labillardière, dans la distillatioo de l'acide mucique; il se trouve en petits cristaux à la voûte de la cornue et en dissolution dans le liquide condeosé dans le récipient, mêlé avec de l'huile et de l'acide acétique. Pour le porifier, on réunit les cristaux au liquide, on ajoute de l'eau pour séparer l'huile; on fait concentrer; l'acide cristallise par le refroidissement, on le distille et on le fait cristalliser de nouveau. Cet acide est blanc, sa saveur est pronuncée, il fund à 130°, se volatilise sans se décomposer; l'eau à 15° en dissout un vingt-sixième; il est très-soluble dans l'alcool; il ne précipite que le sous-acétate de plomb. Les pyro-mucates alcalins ne précipitent que les sels de

tritoxide de fer, de deuto-nitrate de mercure, et le nitrate de protoxide d'étain. Il paraît que dans les pyro-mucates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 13.

Acide Pyro-tartrique.

1205. Cet acide, découvert par M. Rose, se trouve dans le produit liquide de la distillation de l'acide tartrique, qui renferme en outre de l'acide acétique et de l'huile en suspension et en dissolution. Pour en extraire l'acide pyro-tartrique, on commence par filtrer la liqueur sur du papier mouillé pour séparer l'huile, puis on sature avec de la potasse; on fait évaporer à siccité, on dissout dans l'eau, ou filtre sur du papier mouillé; on répète plusieurs fois cette dernière opération pour séparer la totalité de l'huile; enfin, on décompose dans une cornue le pyro-mucate de potasse par l'acide sulfurique; l'acide pyro-mucique se sublime en aiguilles blanches. Cet acide est très-soluble dans l'eau; la chaleur le décompose et le sublime en partie; il ne précipite que le nitrate de mercure; le pyro-tartrate de potasse précipite le nitrate de mercure et l'acétate de plomb.

Acide produit par la combustion lente de l'Éther.

1206. Lorsqu'on plonge un fil de platine incandescent dans un mélange d'air et de vapeur d'éther (pag. 19), il se forme une substance acide qui a été examinée par M. Faraday; mais il n'est pas encore démontré que cet acide soit nouveau.

§ II.

Bases Salifiables Végétales.

1207. Les bases salifiables végétales bien reconnues sont au nombre de huit :

La Morphine.	La Quinine.
La Strychnine.	La Vératrine.
La Brucine.	La Delphine.
La Cinchonine.	L'Émétine.

Quelques chimistes en admettent encore plusieurs autres, telles que la caféine, la solanine, etc.; mais comme elles sont encore peu connues, nous ne les examinerons qu'à la fin de ce paragraphe.

1208. Toutes ces substances sont solides, inodores, blanches, d'une saveur âcre ou amère; elles joüissent des propriétés alcalines; elles sont insolubles ou peu solubles dans l'eau, mais très-solubles dans l'alcool; toutes renferment de l'azote; elles se combinent avec tous les acides et forment des sels qui sont décomposés par les alcalis et la magnésie; tous ceux qui sont neutres et solubles sont précipités par l'infusion de noix de galle; le précipité est soluble dans l'alcool et les acides.

1209. Les alcalis végétaux ont une action très-énergique sur l'économie animale, surtout lorsqu'ils sont combinés avec les acides; on les rencontre dans plusieurs végétaux à l'état de sur-sel.

1210. Nous plaçons ici le tableau de la composition et de la capacité de saturation de ces substances.

DÉSIGNATION de la SUBSTANCE.	COMPOSITION.				ACIDE SULFURIQUE saturé par 100 part. de base.	OXIGÈNE de cet acide.	RAPPORT DE L'OXIGÈNE de la base à celui de l'acide.
	Carbone.	Azote.	Hydrogène.	Oxigène.			
Quinine.	75,02	8,45	6,66	10,43	10,9147	6,53	3 : 7
Cinchonine	76,97	9,02	6,22	7,29	13,021	7,79	1 : 1
Brucine	75,04	7,22	6,52	11,21	9,697	5,80	2 : 1
Strychnine	78,22	8,92	6,54	6,38	10,486	6,27	1 : 1
Veratrine	66,75	5,04	8,54	19,60	6,644	3,97	5 : 1
Émétine	64,57	4,30	7,77	22,95	»	»	»
Morphine	72,02	5,53	7,01	14,84	12,465	7,49	2 : 1
Narcotine	68,88	7,21	5,91	18,00	»	»	»
Caféine	46,51	21,54	4,81	27,14	»	»	»

Morphine.

1211. Cette substance, découverte par M. Sertuerner, n'existe que dans l'opium; elle y est combinée avec l'acide méconique. Pour obtenir la morphine, on fait bouillir pendant quelques instans une dissolution concentrée d'opium avec de la magnésie, (on emploie 10 grammes de magnésie par livre d'opium): il se forme un précipité de sous-méconate de magnésie, de morphine et de narcotine, que l'on lave sur un filtre; on fait macérer ce précipité dans de l'alcool faible à la température de 60 à 70°, qui

dissout la narcotine et la matière colorante ; ensuite on traite par l'alcool concentré et bouillant, qui dissout seulement la morphine ; on filtre à chaud, et la morphine se dépose par le refroidissement. Cette substance est blanche, cristallisée en aiguilles ; très-peu soluble dans l'eau bouillante, mais très-soluble dans l'alcool ; elle est fusible et décomposable par la chaleur ; l'acide nitrique lui donne une couleur rouge de sang ; tous les acides affaiblis la neutralisent ; son action sur l'économie animale est très-vive, surtout lorsqu'elle est dissoute dans un acide ; ses sels n'agissent pas de la même manière que l'opium, principalement parce que l'opium renferme en outre de la narcotine. Le sulfate et l'acétate de morphine sont maintenant employés en médecine.

Cinchonine.

1212. Les quinquinas renferment deux principes amers, la cinchonine et la quinine ; celui qui est gris ne renferme que de la cinchonine, le jaune ne contient que de la quinine, et le rouge les renferme l'une et l'autre. La cinchonine fut d'abord découverte par M. Burcan ; mais M. Labillardière et MM. Pelletier et Caventon reconnurent les premiers sa nature alcaline. La cinchonine s'obtient par le procédé suivant : on fait chauffer du quinquina gris réduit en poudre, avec de l'acide hydro-chlorique faible ; on filtre, et on verse un excès de lait de chaux, on lave le précipité et on le traite par l'alcool bouillant, on filtre, on fait évaporer et cristalliser. Si les cristaux ne sont pas assez purs, on les dissout dans un acide, on clarifie par le charbon animal, on précipite par la chaux, on redissout dans l'alcool, et on fait cristalliser de nouveau. La cinchonine est blanche, très-peu soluble dans l'eau chaude, l'éther, les huiles fixes et volatiles, très-soluble dans l'alcool ; exposée au feu, elle se décompose avant d'entrer en fusion et se volatilise en partie. Les oxalates, tartrates et gallates de cinchonine sont insolubles. Plusieurs sels de cinchonine sont employés en médecine dans le traitement des fièvres intermittentes, mais ils agissent avec moins d'énergie que les sels de quinine.

Quinine.

1213. La quinine, découverte par MM. Pelletier et Caventon dans le quinquina jaune, s'extrait de cette substance par un procédé semblable à celui que nous venons d'indiquer pour la cinchonine. La quinine est blanche, poreuse, incristallisable, très-électrique, surtout après sa fusion. Le sulfate de quinine cristallise en aiguilles nacrées, qui à 100° sont lumineuses par un léger frottement. Ce sel est employé avec succès dans le traitement des fièvres intermittentes ; on l'obtient en faisant bouillir une partie de quinquina jaune avec huit parties d'eau et 1/100 d'acide sulfurique, filtrant, précipitant par 1/4 de chaux vive, lavant le précipité, traitant à chaud par l'alcool, évaporant les dissolutions alcooliques, saturant par l'acide sulfurique faible, clarifiant par le charbon animal et faisant cristalliser ; 1 k de quinquina donne ordinairement 12 gram-

mes de sulfate. Le nitrate et l'acétate de quinine s'obtiennent comme le sulfate ; ils cristallisent facilement ; l'oxalate, le tartrate et le gallate de quinine sont insolubles.

Émétine.

1214. L'émétine, découverte par M. Pelletier, ne se trouve que dans l'ipécacuanha ; on l'extrait par le procédé suivant : cette matière pulvérisée est traitée par l'éther, pour enlever une matière grasse ; par l'alcool bouillant, qui dissout le sel d'émétine, de la cire, de la matière grasse et de la matière colorante ; la dissolution alcoolique évaporée à siccité est traitée par l'eau, qui ne dissout que le sel d'émétine et de la matière colorante ; on chauffe cette dissolution avec un excès de magnésie : l'émétine est précipitée ; on lave le dépôt, on reprend l'émétine par l'alcool, on évapore : le résidu est l'émétine pure. L'émétine est blanche, pulvérulente, peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'éther et les huiles, très-soluble dans l'alcool ; elle entre en fusion à 45° ; elle ne forme aucun sel neutre, tous ses sels acides se prennent en masses gommeuses par l'évaporation ; l'acide nitrique concentré lui donne une teinte jaune orangé et la transforme en acide oxalique ; les sels d'émétine sont précipités par l'acide gallique, mais ne le sont pas par les tartrates et les oxalates alcalins. La noix de galle est le meilleur antidote contre les empoisonnemens par l'émétine.

Strychnine.

1215. Cette substance, découverte par MM. Pelletier et Caventou, existe combinée avec l'acide igasurique, dans la fève de Saint-Ignace (graine du *Strychnos Ignatia*), dans la noix vomique (graine du *Strychnos nux vomica*), et dans le bois de couleuvre (*Strychnos colubrina*) ; elle y est presque toujours accompagnée d'une certaine quantité de brucine. En traitant ces substances par le procédé que nous avons indiqué pour extraire la morphine, on obtient un mélange de ces deux bases, que l'on sépare par l'alcool faible et froid qui dissout la brucine, ou par la cristallisation dans l'alcool ; la brucine reste dans les eaux-mères. La strychnine est en poudre cristalline, très-amère ; par la chaleur elle se décompose sans se fondre ; elle est peu soluble dans l'eau et l'éther, mais très-soluble dans l'alcool et les huiles essentielles. Elle sature les acides et forme des sels, qui pour la plupart sont cristallisables ; ces dissolutions salines ne sont précipitées ni par l'acide tartrique ni par l'acide oxalique. La strychnine, et surtout ses sels solubles, sont des poisons très-violens.

Brucine.

1216. La brucine accompagne la strychnine dans plusieurs plantes ; on la rencontre seule dans l'écorce de la fausse angusture (*Brucæa antidysenterica*), combinée avec

l'acide gallique. Pour extraire la brucine de cette écorce, on la traite par l'eau, ensuite par l'acide oxalique ; on filtre, on évapore en consistance d'extrait ; on traite par l'alcool à la température de 0° ; il ne reste que l'oxalate de brucine ; on dissout dans l'eau, on précipite par la magnésie, on reprend la base par l'alcool, et on fait cristalliser. La brucine a une saveur amère et acerbe, elle est insoluble dans l'éther et les huiles grasses, peu soluble dans l'eau et les huiles essentielles, mais très-soluble dans l'alcool ; elle cristallise en prismes renfermant 0,216 d'eau ; elle entre en fusion par l'action de la chaleur. Elle neutralise les acides, forme avec tous des sels solubles et cristallisables ; l'acide nitrique concentré agit sur elle comme sur la morphine. Elle agit sur l'économie animale comme la strychnine, mais avec moins d'énergie.

Vératrine.

1217. MM. Pelletier et Caventou ont trouvé cette substance combinée avec un acide particulier dans la *Cevadile*, dans la racine de l'*Ellébore blanc* et du *Colchique commun*. Pour extraire la vératrine, on verse dans une décoction de la plante un excès d'acétate de plomb ; la liqueur filtrée ne renferme plus que des acétates de vératrine et de plomb ; on précipite ce dernier par un courant d'hydrogène sulfuré ; on précipite la liqueur par la magnésie, on traite le dépôt par l'alcool bouillant, que l'on concentre ensuite : la vératrine se dépose par le refroidissement. La vératrine est blanche, pulvérulente, fusible à 50°, presque insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool. Elle neutralise les acides concentrés, mais l'eau la précipite en partie ; aucun de ses sels ne cristallise. Elle agit sur l'économie animale comme un poison violent.

Delphine.

1218. Cette substance, découverte par MM. Lassaigne et Fenonille, existe combinée avec l'acide malique dans la staphisaigre. On l'obtient par le même procédé que la morphine. C'est une substance blanche, pulvérulente, très-amère, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'éther ; elle forme des sels neutres non cristallisables, sa capacité de saturation est très-faible.

1219. Indépendamment des basses alcalines dont nous venons de parler, quelques chimistes en admettent plusieurs autres : la narcotine, la picrotoxine, la daphnine, la caféine, la solanine et le principe amer de l'huile de carapa ; mais elles n'ont point encore été assez examinées.

§ III.

Substances végétales dont l'oxigène et l'hydrogène sont dans le même rapport que dans l'eau.

1220. Ces substances ne sont ni acides ni alcalines, aucune n'est volatile ; elles sont au nombre de six :

Le Sucre.	L'Amidon.
La Mannite.	La Gomme.
L'Asparagine.	Le Ligneux.

Sucre.

1221. Nous désignerons sous le nom de Sucre toute substance qui, mise en contact avec l'eau et le ferment, se transforme en alcool et en acide carbonique ; on en connaît plusieurs espèces, que nous examinerons successivement.

1222. *Sucre ordinaire, ou de canne.* Le sucre est solide, blanc ; sa densité est de 1,6065 ; sa saveur est douce et agréable, il cristallise facilement sans eau de cristallisation. Soumis à l'action de la chaleur, il se boursoufle et se décompose en répandant une odeur particulière ; l'eau en dissout deux fois son poids ; l'alcool le dissout, mais en petite quantité. Un sirop concentré n'éprouve aucune altération par l'air ; un sirop très-étendu s'aigrit et se couvre de moisissures ; un sirop blanc long-temps exposé à une température de 60 à 80°, se colore et perd la propriété de cristalliser ; le sucre d'orge s'obtient au moyen d'un sirop long-temps exposé à l'activité de la chaleur et concentré jusqu'à ce que par le refroidissement il se prenne en une masse solide. La chaux, la barite, la strontiane, l'oxide de plomb et plusieurs autres oxides se combinent avec le sucre ; ces combinaisons sont amères, astringentes et incristallisables ; par une addition convenable d'acide, le sucre recouvre ses propriétés. L'acide sulfurique noircit le sucre sans dégager d'acide sulfureux ; l'acide nitrique le transforme en acide oxalique ; le sous-acétate de plomb, qui précipite

presque toutes les matières végétales et animales, est sans action sur le sucre. Le sucre, par l'intermède de l'eau, réduit l'hydro-chlorate d'or, les nitrates de mercure et d'argent, et ramène les oxides de plusieurs autres sels à un moindre degré d'oxigénation. Le phosphore attaque le sucre sans le contact de l'air; il se forme de l'acide phosphoreux.

1223. Le sucre se trouve dans la tige de toutes les plantes du genre *arundo*, dans l'érable, la betterave, le navet, etc.; on l'extrait ordinairement de l'*Arundo saccharifera* et de la betterave. La canne à sucre est cultivée dans les Indes; elle pourrait l'être dans tous les pays chauds; lorsqu'elle est parvenue à sa maturité, on la coupe par le pied, on l'effeuille et on en extrait le suc en la faisant passer entre deux cylindres qui se meuvent en sens contraire; ce suc renferme le sucre et plusieurs autres substances. Pour éviter la fermentation, le suc, mêlé avec une certaine quantité de chaux, est rapidement porté à l'ébullition; il se forme des écumes que l'on enlève avec soin; la liqueur concentrée jusqu'à 24 ou 26° de l'aréomètre, est filtrée sur des étoffes de laine, puis abandonnée pendant six à huit heures pour que les matières terreuses se précipitent. La liqueur est alors évaporée jusqu'en consistance de sirop très-épais, et versée dans de grandes bassines où elle est fortement agitée, pour déterminer une cristallisation confuse; enfin on la met dans des caisses percées de trous fermés par des chevilles; lorsque la cristallisation est complète, on débouche les ouvertures pour laisser écouler les eaux-mères; le sucre que l'on obtient ainsi porte le nom de *Sucre brut* ou de *Cassonnade*. Les eaux-mères sont concentrées pour en obtenir de nouveaux cristaux; lorsque le sirop cesse de cristalliser, on le livre au commerce sous le nom de *Melasse*. Les sucres bruts renfermant encore beaucoup de matières étrangères, sont soumis en Europe à une nouvelle purification. On dissout le sucre brut dans une petite quantité d'eau, on ajoute au sirop du sang de bœuf et du charbon animal, et on chauffe jusqu'à 80°. On filtre sur des étoffes de laine, et le sirop clarifié est évaporé rapidement jusqu'au degré convenable; il est alors versé dans de grandes cuves appelées rafraîchissoirs, où il est agité; le sirop refroidi jusqu'à la température de 40°, est porté dans des formes coniques percées à leur sommet d'un trou fermé par une cheville; ces formes sont placées, le sommet en bas, sur des pots destinés à recevoir le sirop non cristallisé; le sirop est fortement agité dans les formes, pour déterminer une cristallisation confuse; après le refroidissement, on enlève les chevilles pour laisser écouler le sirop, on procède alors au terrage; cette opération consiste à réduire en poudre une couche de sucre de deux à trois centimètres à la base du pain, et à verser sur cette poudre une bouillie d'argile; l'eau qui s'échappe lentement de l'argile dissout le sucre pulvérisé et forme un sirop qui s'écoule à travers le pain, en entraînant avec lui le sirop qui le colorait: cette opération se répète trois fois;

les pains sont alors parfaitement blancs ; on les fait sécher dans une étuve et ils sont livrés au commerce. Les sirops sont recuits pour en extraire du sucre de moindre qualité, et les derniers sirops incritallisables sont vendus comme ceux qui proviennent de la fabrication des sucres bruts, sous le nom de *Mélasse*. Les perfectionnemens les plus importans qui aient été faits dans ces derniers temps, sont : 1° la clarification des sirops par le charbon animal ; 2° la cuite dans le vide au moyen d'une machine pneumatique, qui absorbe les vapeurs à mesure qu'elles se forment ; on obtient plus de produits et de plus belle qualité, parce que la température ne s'élève pas au delà de 40 à 45°, et que le sirop n'est pas en contact avec l'air.

1224. Le suc de la betterave renferme un sucre parfaitement identique avec celui de la canne, mais il s'y trouve en plus petite quantité. Le dernier en contient ordinairement 0,15, et le premier 0,02. Le sucre de betterave, découvert par Margraff, s'extrait en France dans plusieurs grands établissemens : les procédés employés ont beaucoup de rapports avec ceux que nous venons de décrire. Ne pouvant pas entrer ici dans tous les détails de cette importante fabrication, nous renvoyons à la Chimie Agricole de M. Chaptal.

1225. *Sucre de Raisins*. Les raisins, et presque tous les fruits, renferment une espèce particulière de sucre, qui diffère de celui que nous venons d'examiner, en ce qu'il ne cristallise point régulièrement ; que sa saveur, quoique douce et agréable, est beaucoup moins forte que celle du sucre ordinaire : pour sucrer également une même quantité d'eau, il faut deux fois et demie plus de sucre de raisin que de sucre de canne. Le sucre de raisin jouit d'ailleurs des mêmes propriétés chimiques. Il y a quelques années, on en fabriquait une grande quantité dans le midi de la France ; nous allons décrire le procédé que l'on employait. Le jus récent du raisin était traité par un excès de carbonate de chaux, pour saturer l'acide tartrique libre de la crème de tartre ; on clarifiait par l'albumine du sang ou des blancs d'œufs et le charbon animal ; le sirop filtré était évaporé jusqu'à 35° de l'aréomètre ; ce sirop abandonné à lui-même, se prenait en masse en peu de jours ; on faisait égoutter, on lavait avec une petite quantité d'eau, et on comprimait le sucre dans des presses. En ne poussant la cuite que jusqu'a 32°, on obtenait un sirop qui se conservait très-bien et dont on faisait une grande consommation. Le suc de raisin éprouvant très-facilement la fermentation, on parvenait à le conserver, au moyen d'une opération désignée sous le nom de *mutisme*, qui consistait à mettre le suc dans des tonneaux où l'on avait fait brûler des mèches soufrées sur une petite quantité de lait de chaux ; le sulfite de chaux s'emparait de l'oxigène de la petite quantité d'air qui restait ou pénétrait dans le tonneau après l'introduction du suc, et le ferment ne pouvant pas s'oxigéner, la fermentation ne pouvait pas se développer. L'espèce de sucre dont il est question se rencontre souvent sur les raisins et les figues desséchés : nous verrons plus tard qu'on peut le former en traitant l'amidon et la fibre ligneuse par l'acide sulfurique.

1226. *Sucre des Diabetès.* Les individus attaqués du diabetès ont une soif excessive et rendent jusqu'à 30 litres d'urines par jour ; ces urines sont susceptibles d'éprouver la fermentation vineuse et de donner alors de l'eau-de-vie par la distillation ; elles sont uniquement formées d'eau de sucre et d'une petite quantité de matière animale. Pour en extraire le sucre, on y verse un excès d'acétate de plomb, qui précipite la matière animale ; on précipite l'excès de plomb par un courant d'hydrogène sulfuré, et on fait concentrer la liqueur : le sucre que l'on obtient est quelquefois analogue au sucre de raisin, mais souvent il n'est point sucré et ressemble à la gomme ; mais comme dans ce cas il a encore la propriété de se transformer en alcool par le ferment, on doit le regarder comme du sucre d'une espèce particulière.

1227. *Sucre de Champignons.* M. Braconnot a observé que quand on traite par l'eau la pulpe des champignons, la liqueur filtrée, concentrée presque à siccité, et reprise par l'alcool, donne une dissolution qui, par l'évaporation, laisse déposer des cristaux en aiguilles, qui ont la saveur du sucre de raisin et se transforment en alcoo par le ferment ; cette substance est donc un véritable sucre qui a beaucoup d'analogie avec celui des fruits, mais qui en diffère par sa facile cristallisation.

1228. *Miel.* Le miel renferme deux espèces de sucre, l'un analogue au sucre de raisin, l'autre au sucre incristallisable de la canne. La première espèce de sucre est quelquefois en quantité suffisante pour former des grains dans le miel ; on peut alors les séparer facilement au moyen de l'alcool, qui dissout le sucre incristallisable. Les miels de qualité inférieure renferment souvent des matières animales et de la cire, aussi ils sont susceptibles d'éprouver la fermentation putride. Le miel est employé en médecine et comme substance alimentaire ; uni au vinaigre, il forme l'*Oximel* ; dissous dans l'eau et abandonné à la fermentation, il forme une liqueur vineuse appelée *Hydromel* ; traité par 0,20 d'eau, par 0,02 de craie et 0,05 de charbon animal et du sang ou des blancs d'œuf, on obtient un sirop de très-bonne qualité et qui se conserve bien. Le miel est une substance que les abeilles déposent dans leurs alvéoles ; les alvéoles sont des prismes hexaèdres réguliers, creux, en cire, fermés supérieurement par des lames de même matière, et qui placés à côté les uns des autres, constituent des gâteaux ; on sait que la cire est formée par l'abeille, mais on ne sait pas si l'insecte trouve le miel tout formé dans les plantes ou s'il est élaboré dans leur estomac. La qualité du miel dépend des plantes sur lesquelles les abeilles se nourrissent ; les plantes de la famille des labiées passent pour donner le meilleur. Les miels de Mahon, du mont Hymète, du mont Ida et de Cuba sont les plus estimés. L'extraction du miel se fait d'une manière très-simple : il consiste à enlever avec un couteau les cloisons de cire qui forment les alvéoles et à incliner les gâteaux ; le miel s'écoule en grande partie, le reste s'obtient par la chaleur et la pression ; le premier est le meilleur et porte le nom de *Miel vierge*, le lavage du résidu sert à faire l'hydromel.

Mannite.

1229. La mannite est une substance qui n'existe que dans la manne; elle est blanche, sucrée, très-soluble dans l'eau et l'alcool bouillant, peu soluble dans l'alcool froid, cristallise en aiguilles, n'éprouve point la fermentation alcoolique; l'acide nitrique la transforme en acide oxalique sans former d'acide mucique; le sous-acétate de plomb ne la précipite point. On l'obtient en dissolvant la manne en larme dans l'alcool bouillant, et dissolvant encore dans le même liquide le précipité qui se forme par le refroidissement.

Asparagine.

1230. Cette substance, découverte par MM. Vauquelin et Robiquet, n'existe que dans l'asperge; elle est solide, blanche, soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, cristallise en prismes; sa dissolution n'est point troublée par l'infusion de noix de galle, l'acétate de plomb, l'oxalate d'ammoniaque, les sels de barite et l'hydro-sulfure de potasse; l'acide nitrique en agissant sur elle produit une certaine quantité d'ammoniaque. Cette substance s'obtient en faisant chauffer le suc d'asperge pour en coaguler l'albumine, filtrant, faisant évaporer et abandonnant la liqueur à une évaporation spontanée pendant 15 à 20 jours: il se forme des cristaux durs et cassans d'asparagine et des aiguilles peu consistantes, d'une substance peu analogue à la mannite, que l'on sépare facilement des premiers.

Amidon.

1231. L'amidon est une substance blanche, pulvérulente, insipide, inodore, cristalline, insoluble dans l'eau froide, l'alcool et l'éther. Légèrement torréfiée, elle prend une teinte jaune, devient soluble dans l'eau et jouit des propriétés de la gomme. L'amidon se combine avec l'eau chaude et forme un hydrate connu sous le nom d'*Empois*, qui se décompose par la congélation de l'eau. L'amidon se combine avec l'iode et forme une combinaison insoluble dont la couleur varie, suivant les proportions, du violet au noir; on obtient cette combinaison, 1° en triturant dans un mortier l'amidon et l'iode; 2° en versant une dissolution aqueuse d'iode dans de l'empois; 3° en versant une dissolution d'iode dans de l'amidon dissous dans l'eau au moyen de la potasse, et saturant l'alcali par un acide; 4° en versant de l'empois dans un hydriodate et ajoutant un peu de chlore au mélange. L'iode et l'amidon sont d'excellens réactifs réciproques.

La potasse se combine avec l'amidon et le rend soluble dans l'eau froide; les acides le précipitent. L'empois mis en contact avec un excès de sous-nitrate de plomb, laisse déposer au bout d'un certain temps une combinaison d'amidon et d'oxide de plomb. L'acide nitrique dissout à froid l'amidon, à chaud il le transforme en acides malique et oxalique. L'acide sulfurique s'unit à l'amidon et forme un composé cristallisable.

1232. L'amidon se transforme en sucre, 1° par une ébullition long-temps prolongée dans une grande quantité d'eau renfermant $^1/_{50}$ d'acide sulfurique; 2° en abandonnant de l'empois à lui-même avec ou sans le contact de l'air; 3° en mêlant l'empois avec du gluten desséché. Dans le premier cas, il ne se forme que du sucre; dans les autres il se forme en outre plusieurs autres substances. Pour transformer le sucre en amidon au moyen de l'acide sulfurique, on délaye l'amidon dans quatre fois son poids d'eau, on y ajoute $^1/_{50}$ d'acide sulfurique à 66°, et on fait bouillir pendant 36 heures, en agitant de temps en temps et renouvelant l'eau à mesure qu'elle s'évapore. On précipite alors l'acide sulfurique par la craie, on filtre, on évapore en consistance sirupeuse, et on obtient un sucre analogue à celui des fruits et qui pèse $^1/_{10}$ de plus que l'amidon employé; l'amidon passe d'abord à l'état de gomme. Il paraît que dans cette opération l'acide sulfurique ne sert qu'à favoriser la dissolution de l'amidon, car aucune portion de cet acide n'est ni absorbée ni décomposée; l'augmentation de poids est due probablement à l'oxigène et à l'hydrogène de l'eau qui sont absorbés par l'amidon dans les proportions de l'eau. Les acides tartrique, malique et oxalique paraissent agir comme l'acide sulfurique. La décomposition spontanée de l'empois à l'air fournit 0,497 de sucre, de la gomme, du ligneux amélacé, du ligneux mêlé de charbon, et une substance particulière, désignée par M. de Saussure sous le nom d'*Amidine*. La même décomposition, sans le contact de l'air, fournit les mêmes substances et seulement 0,47 de sucre. La décomposition de l'amidon mêlé de gluten à la température de 50 à 60°, donne du sucre au bout de dix à douze heures; on obtient des produits analogues à ceux que fournit l'amidon seul. (Ann. de Chimie et de Physique, t. XI et XIII).

1233. L'amidon s'extrait des parties des plantes qui le renferment par

deux procédés différens. Le premier, applicable à toutes les plantes qui ne contiennent pas de gluten, consiste à réduire en pâte ou en poudre la matière et à laver sur un tamis: l'eau entraîne la fécule, elle se dépose par le repos du liquide; on la lave à plusieurs reprises et on la fait sécher: c'est ainsi qu'on extrait la fécule de pomme de terre et celle qui se trouve dans plusieurs espèces de palmiers et qu'on désigne sous le nom de *Sagou*; la fécule des *Arum* et de la bryone, obtenus par le même procédé, ont besoin d'être lavés un grand nombre de fois; la première, pour la priver d'un principe âcre et vénéneux; la seconde, pour séparer une matière amère et purgative, que l'on ne parvient même pas à enlever complètement. Le second procédé, applicable aux graines dans lesquelles l'amidon est enveloppé par le gluten, tels que le blé et l'orge, consiste à moudre grossièrement ces grains, à les faire fermenter dans une suffisante quantité d'eau. Ces grains étant composés de fécule de sucre, de gluten, d'albumine, de phosphate de chaux et d'une petite quantité de ferment, la fermentation alcoolique se développe d'abord par le sucre que renferme la graine, et par celui que produit l'amidon, ensuite les fermentations acide et putride; il se forme de l'alcool, de l'acide acétique et de l'ammoniaque, et comme le gluten et le phosphate de chaux sont solubles dans l'acide acétique, le dépôt n'est formé que de fécule et de son; on sépare ce dernier au moyen d'un tamis, et les dernières portions par la décantation: le son très-fin ne se dépose que le dernier. Les eaux de fermentation portent le nom d'*eau sûre*; une partie est employée pour accélérer la fermentation dans les opérations suivantes. On dessèche l'amidon sur des aires en plâtre et à l'étuve.

L'amidon est formé, suivant M. Berzélius, de 7 volumes de vapeur de carbone, de 6 volumes d'oxigène et de 13 volumes d'hydrogène. L'amidon est employé comme substance alimentaire, pour faire l'empois, la poudre à poudrer, du sucre et de l'eau-de-vie.

De la Gomme.

1234. La gomme est solide, incristallisable, presque insipide; elle est soluble dans l'eau; sa dissolution concentrée dans ce liquide porte le nom

de *mucilage* ; elle a une consistance oléagineuse. La gomme est insoluble dans l'alcool ; l'acide nitrique la transforme en acide mucique ; l'acide sulfurique concentré la transforme en une matière analogue à celle qui provient de l'action de cet acide sur le ligneux. Les alcalis lui donnent d'abord l'aspect du lait caillé et la dissolvent ensuite ; les acides favorisent sa dissolution ; l'alcool la précipite de toutes ses dissolutions. Suivant M. Thomson, la gomme se combine avec le sucre et forme un composé soluble dans l'alcool. Soumise à l'action de la chaleur, la gomme se ramollit et se décompose; grillée légèrement, elle devient plus soluble dans l'eau.

1235. La gomme se rencontre dans toutes les parties des plantes herbacées, dans tous les fruits, toutes les feuilles et dans un grand nombre de tiges et de racines ligneuses. On trouve dans le commerce plusieurs espèces de gommes que nous allons décrire.

1236. *Gomme Arabique.* Elle provient de plusieurs espèces de *mimosa* qui croissent en Arabie et sur les bords du Nil. La gomme s'écoule naturellement de la tige et des branches ; elle est d'un jaune pâle, se pulvérise facilement et renferme une petite quantité de phosphate de chaux, du fer, de l'acétate ou du malate de chaux. Cette gomme est employée en médecine, par les confiseurs, dans la peinture en détrempe et pour lustrer les étoffes. Elle est composée, suivant M. Berzélius, de 13 volumes de vapeur de carbone, de 12 d'oxigène et de 24 d'hydrogène.

1237. *Gomme du Sénégal.* Cette gomme provient de deux arbres qui forment d'immenses forêts sur les bords du fleuve Sénégal, et que les naturels désignent sous les noms d'*Uereck* et de *Nébueb.* Celle qui provient du premier est blanche, l'autre est orangée ; les propriétés et les usages de cette gomme sont les mêmes que celle d'Arabie.

1238. *Gomme de pays.* Elle s'écoule de presque tous les arbres fruitiers, à l'époque de la maturité des fruits ; cette gomme jouit des mêmes propriétés que celles d'Arabie et du Sénégal.

1239. *Gomme Adraganthe.* Cette gomme provient de l'*Astragalus*, *Tracagantha*, qui croît dans l'île de Crète et les îles environnantes ; elle est blanche ou rougeâtre, d'une forme vermiculaire, un peu ductile, moins soluble que la gomme arabique, mais formant un mucilage plus consistant. Cette gomme est employée en médecine.

1240. *Gommes des Graines des Racines et des Lichens.* Ces gommes, que l'on extrait par l'eau bouillante, forment des mucilages très-consistans ; ils sont employés en médecine pour faire des cataplasmes émolliens et des boissons adoucissantes.

1241. *Gommes Artificielles.* L'amidon légèrement torréfié forme, comme nous

l'avons vu, une espèce de gomme; le ligneux, comme nous le verrons, est transformé par l'acide sulfurique en une substance qui jouit aussi des mêmes propriétés. Cette dernière diffère cependant des gommes en ce qu'elle ne donne point d'acide mucique par l'acide nitrique.

Du Ligneux.

1242. Le Ligneux forme la charpente de toutes les parties des plantes. On peut l'obtenir en traitant la sciure de bois par l'eau, l'alcool, et les acides étendus; mais le vieux linge est du ligneux parfaitement pur. Le ligneux est une substance blanche, insipide, inodore, insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, les acides et les alcalis faibles; soumis à l'action de la chaleur, il brûle sans résidu.

Chauffé dans un creuset avec un poids égal de potasse et d'eau, jusqu'à ce que la matière commence à se boursoufler, on obtient une matière d'un brun foncé, soluble dans l'eau et composée de potasse, d'ulmine et d'acide acétique; l'acide sulfurique faible en précipite l'ulmine en flocons bruns. Si on broie dans un mortier du vieux linge, de la paille, de la sciure de bois, du chanvre, etc, avec une fois et demie son poids d'acide sulfurique concentré, le ligneux se dissout et on obtient un mucilage épais, peu coloré, renfermant l'acide sulfurique employé et de la gomme; on peut en extraire cette dernière en saturant l'acide par le carbonate de chaux, évaporant en consistance sirupeuse, et traitant par l'alcool, la gomme se précipite; d'après M. Braconnot, 21,5 de ligneux donnent 21,9 de gomme. Si on fait bouillir le mucilage pendant 10 heures, la gomme se transforme en sucre, analogue à celui que l'on obtient en traitant l'amidon par l'acide sulfurique; on le sépare de l'acide sulfurique par le carbonate de chaux; 20,4 de chiffons donnent 23,3 de matière sucrée. Indépendamment de la gomme et du sucre, il se forme encore un acide que M. Braconnot croit nouveau, mais qui ne paraît être qu'une combinaison d'acide hypo-sulfurique et d'une matière végétale. L'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau transforme le ligneux en une substance qui ressemble à l'amidon, mais qui n'en a pas les propriétés. L'acide

nitrique produit le même effet; mais lorsque les gaz commencent à se dégager, il se forme de l'acide malique et ensuite de l'acide oxalique.

1243. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, le ligneux est formé en poids de 0,52 de carbone, et 0,48 d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour faire de l'eau. Le ligneux joue un grand rôle dans la végétation. Les arts en font un grand usage, puisque toutes les étoffes végétales sont du ligneux presque pur, et le bois en renferme 0,96.

§ IV.

Substances renfermant un excès d'Hydrogène.

1244. Toutes les substances renfermant un excès d'hydrogène, contiennent en même temps un grand excès de carbone; elles sont très-fusibles et très combustibles; en général elles sont insolubles dans l'eau et solubles dans l'alcool. Les substances dont il s'agit sont:

Les Huiles fixes.
Les Huiles essentielles.
Les Résines.
Les Gommes-Résines.
Les Baumes.
Le Caoutchouc.
La Cire.
Le Camphre.
La Glycerine.
L'Alcool.
Les Éthers.

Huiles fixes.

1245. Les huiles fixes, ainsi désignées parce qu'elles ne sont point volatiles, sont presque toutes liquides à la température ordinaire, visqueuses, presque sans odeur; leur saveur est souvent très-faible; elles sont colorées en jaune ou en jaune verdâtre. Leur pesanteur spécifique est plus petite que celle de l'eau. Toutes sont composées de deux corps gras, désignés sous les noms de Stéarine et d'Élaïne; la première est solide et analogue au suif, la seconde est liquide, on peut les séparer en pressant dans du papier à filtrer les huiles congelées; l'élaïne seule est absorbée par le papier. On peut aussi extraire l'élaïne en traitant les huiles à froid, par une dissolution concentrée de soude, la stéarine seule se

saponifie, et en passant à travers un linge après avoir fait chauffer légèrement, on obtient l'élaïne pure et l'excès de dissolution alcaline.

1246. Les huiles fixes exposées à l'air s'épaississent ; les unes perdent la propriété de tacher le papier, telles sont les huiles de lin, d'œillet, de noix ; les autres la conservent, telles sont les huiles d'olive, de colza, d'amande douce ; les premières portent le nom d'huiles siccatives, les dernières celui d'huiles grasses. L'altération que les huiles éprouvent à l'air est due à l'absorption d'une grande quantité d'oxigène, et à l'émission d'une petite quantité d'acide carbonique. Cette absorption n'a point lieu d'une manière uniforme, elle se fait presque tout à coup ; d'après M. de Saussure, de l'huile de lin récente, renfermée avec de l'oxigène sur du mercure, n'a absorbé pendant 8 mois que 3 fois son volume d'oxigène ; mais pendant les 10 jours suivant elle en a absorbé 60 fois son volume, et à la fin du 11ᵉ mois, l'absorption était de 145 volumes, et l'acide carbonique dégagé était de 21 volumes.

1247. Soumises à l'action de la chaleur, les huiles fixes entrent en ébullition, se décomposent en partie, donnent de l'hydrogène carboné et une huile altérée, d'une odeur forte et très-piquante. Les huiles fixes sont insolubles dans l'eau, la plupart sont au contraire solubles dans l'alcool et l'éther, et d'autant plus qu'elles renferment naturellement ou qu'elles ont absorbé plus d'oxigène. Elles dissolvent le soufre et le phosphore. Le chlore et l'iode leur enlèvent à la température ordinaire une partie de leur hydrogène. Le potassium et le sodium s'emparent d'une portion de leur oxigène et forment un savon très-oléagineux. Les acides puissans s'unissent à froid aux huiles et forment des composés pâteux dans lesquels, suivant M. Trommsdorff, les huiles passent successivement à l'état de cire et de résine ; lorsque la température est élevée, les acides sont décomposés. Lorsque l'on fait bouillir des huiles avec de l'eau et des oxides qui ont une grande affinité pour les acides, l'huile se transforme en acide margarique et en acide oléique qui se combinent avec l'oxide, et en principe doux (glycérine) ; dans cette transformation des huiles, il ne se dégage aucun gaz, il y a seulement une portion des élémens de l'eau d'absorbée.

Composition des Huiles fixes analysées.

	CÉLAINE.	STÉARINE	CARBONE.	HYDROGÈNE	OXIGÈNE.	AZOTE.
HUILE d'Olive............	72	28	77,21	13,36	9,43	»
» de Colza..........	54	46	»	»	»	»
» d'Amande douce...	76	24	77,403	11,481	10,828	0,288
» de Noix...........	»	»	79,774	10,570	9,122	0,534
» de Lin............	»	»	76,014	11,351	12,635	»
» de Ricin..........	»	»	74,178	11,034	14,788	»

1248. Les huiles fixes ne se rencontrent que dans les semences. Plusieurs sont employées comme aliment, les autres dans l'éclairage et en peinture. Les huiles le plus fréquemment employées sont celles d'*olive*, d'*amande douce*, de *faine*, de *navette*, de *ricin*, de *lin*, de *noix*, d'*œillet*, de *chenevis*, de *cacao*, de *palme*, de *noix muscades*.

1249. L'*huile d'olive* est contenue dans le péricarpe des fruits de *l'oléa europea* qui croît dans toute la partie méridionale de l'Europe; on l'extrait par la pression; comme elle est plus chère que les autres huiles de graines, on y mêle souvent de ces dernières. (Voyez, page 375, le procédé découvert par M. Poutet pour reconnaître cette falsification). — L'*huile d'amande douce* est renfermée dans les semences de l'*amygdalus communis*, elle s'extrait en comprimant ces semences entre des plaques de fonte chaudes. Elle se rancit promptement, on ne l'emploie qu'en médecine. — L'*huile de faine* existe dans les graines du *fagus sylvatica*; on l'extrait par la pression à froid; elle est employée comme aliment. — L'*huile de navette*, renfermée dans la graine du *brassica napus*, s'obtient en broyant la graine, la faisant chauffer avec un peu d'eau et la soumettant à la presse. Comme elle est mêlée ordinairement de substances étrangères qui la rendent moins combustible, on la purifie en l'agitant avec 0,02 d'acide sulfurique, et ensuite avec deux fois son volume d'eau, laissant reposer pendant 8 à 10 jours, à la température de 25° ou 30°, décantant et filtrant dans des cuves percées de trous fermés par des mèches de coton. L'huile de navette est employée dans l'éclairage, dans la fabrication des savons mous, et en petite quantité dans celle des savons durs. — L'*huile de ricin* est contenue dans les semences du *ricinus communis*, s'obtient par expression; elle renferme une huile volatile, âcre, vénéneuse, qui se dégage en faisant bouillir l'huile dans l'eau; cette

huile est employée en médecine comme purgatif. — L'*huile de lin*, contenue dans la semence du *linum usitatissimum*, s'obtient en torréfiant légèrement la graine, la chauffant dans l'eau et la comprimant fortement. Cette huile est siccative, et à cause de cela employée en peinture ; on la rend plus siccative encore en la faisant bouillir avec de la litharge, jusqu'à ce qu'elle ait atteint une couleur rougeâtre. L'encre des imprimeurs s'obtient en faisant brûler en partie de l'huile de lin. — L'*huile d'œillet* s'extrait, par expression, des graines du *papaver somniferum* ; elle est siccative, employée en peinture, dans l'éclairage et comme aliment. — L'*huile de noix* s'extrait par la pression du fruit du *juglans regia*; elle est siccative et employée comme aliment, en peinture et pour l'éclairage. — L'*huile de chenevis* s'extrait de la graine du *canubis sativa* (*chanvre*), en la broyant, la torréfiant légèrement, la chauffant avec de l'eau et la pressant fortement ; elle est employée en peinture, pour l'éclairage et dans la fabrication des savons mous. — L'*huile ou beurre de cacao*, d'une consistance butyreuse, s'extrait des semences du *theobroma cacao*, en torréfiant légèrement la graine, enlevant les écorces par l'eau chaude, broyant sur une pierre chaude et comprimant à chaud la pâte liquide dans des sacs de toile, ou la traitant par l'eau chaude : l'huile plus légère gagne alors la partie supérieure et se fige par le refroidissement ; cette huile n'est employée qu'en médecine. — L'*huile de palme* existe dans le fruit de *l'aouara*, espèce de chou palmiste qui croît à Cayenne, au Brésil, au Sénégal et dans les Indes Orientales ; elle est jaune, d'une consistance butyreuse; elle forme avec la soude des savons durs. — L'*huile de noix muscade* s'extrait par pression à chaud de la poudre de la noix du *myrystica moschata*; elle est d'un jaune orangé, très-consistante ; elle renferme une huile volatile.

1250. *Savons.* Les savons sont les composés que l'on obtient en traitant les matières grasses végétales ou animales, par les bases salifiables. Lorsque l'on met en contact, sous l'influence de la chaleur, les huiles fixes végétales et les graisses animales avec de l'eau et des oxides métalliques, les matières grasses végétales se transforment en acides margarique et oléique ; les matières grasses animales en ces deux acides et en acide stéarique, et il se forme en même temps une petite quantité de principe doux ; les acides margarique et stéarique sont principalement formés par la stéarine, et l'acide oléique par l'élaïne. Il résulte de là que les savons d'huile végétale sont des mélanges de margarates et d'oléates, et les savons de graisses animales des mélanges de margarates, de stéarates et d'oléates. Dans chacune de ces trois espèces de sels, il n'y a que ceux à base de potasse, de soude et d'ammoniaque qui soient solubles dans l'eau ; par conséquent, tous les savons qui ne sont point à base de soude, de potasse ou d'ammoniaque, sont insolubles. Aussi toutes les dissolutions métalliques sont précipitées par les dissolutions de savons solubles ; et c'est la présence de la chaux dans certaines eaux qui fait qu'elles ne peuvent

pas être employées pour dissoudre le savon. Tous les acides décomposent les savons; les acides gras sont séparés et se réunissent à la surface des dissolutions. Les acides stéarique, margarique et oléique forment, comme nous l'avons dit, des sels solubles avec la potasse et avec la soude; mais les sels à base de potasse sont toujours mous, tandis que ceux à base de soude sont durs et solides. On distingue dans le commerce deux espèces de savons, les savons durs et les savons mous; les premiers sont à base de soude, et les derniers à base de potasse. On donne le nom de savons acides aux composés d'huiles et d'acides, et le nom des savonules aux composés des huiles essentielles et de bases salifiables. Nous examinerons successivement les savons à base de soude, de potasse et d'ammoniaque.

1251. *Savons à base de soude.* Les huiles et les matières grasses ne se saponifient pas également bien; ces matières, rangées dans l'ordre de leur plus facile saponification, sont : 1° L'huile d'olive et l'huile d'amande douce; 2° Les huiles et les graisses animales; 3° Les huiles de colza et de navette; 4° Les huiles de faine et d'œillet mêlées à l'huile d'olive ou aux graisses animales; 5° Les huiles de poisson mêlées à l'huile d'olive; 6° L'huile de chenevis; 7° Les huiles de noix et de lin. Les savons les plus durs sont ceux qui proviennent des matières grasses renfermant le plus de stéarine. On ne fabrique à base de soude que des savons d'huile d'olive et de graisse.

Le savon d'huile d'olive se fabrique en France, en Italie et en Espagne; on en connaît deux espèces, les savons blancs et les savons marbrés; les premiers peuvent renfermer une quantité d'eau presque illimitée, les derniers ne peuvent en contenir qu'une quantité déterminée; les premiers sont employés pour les objets délicats, les derniers dans les usages ordinaires. Ces savons s'obtiennent en faisant chauffer l'huile avec des dissolutions de soude rendues caustiques par la chaux, dans de grandes chaudières dont la partie inférieure est en cuivre, la paroi latérale en brique et qui sont garnies vers le bas d'un tuyau d'écoulement nommé l'*Épine*; on commence par mettre dans la chaudière des lessives faibles, et on ajoute l'huile successivement; on verse ensuite de la lessive forte : le savon vient nager à la partie supérieure; alors on soutire par l'épine la lessive devenue trop faible, et on en ajoute de nouvelle pour saturer l'huile. On arrête la cuisson quand la lessive a 1°,15 ou 1°,20 de densité; le savon occupe la partie supérieure du bain, il est coloré en gris bleuâtre par une combinaison de matière grasse d'alumine et de fer hydro-sulfuré qui étaient en dissolution dans la lessive. Le savon peut alors être converti en savon blanc ou en savon marbré. Pour obtenir du savon blanc, on le délaye peu à peu dans des lessives faibles et on laisse reposer; le savon alumino-ferrugineux noirâtre se dépose, et le savon blanc occupe la partie supérieure; on enlève ce dernier avec des cuillères et on le coule dans des mises, où il se solidifie par le refroidissement. Pour obtenir du savon

marbré, il faut verser dans la chaudière une quantité de lessive faible suffisante pour que le savon alumineux se sépare du savon blanc, mais insuffisante pour qu'il se précipite ; le savon est alors enlevé et porté dans des réservoirs rectangulaires peu élevés et formés avec des dalles de pierres, où il se solidifie par le refroidissement. Ces deux espèces de savons sont composés ainsi :

	Savon marbré.	Savon blanc.
Protoxide de sodium	6	4,6.
Matière grasse	64	50,2.
Eau	30	45,2.
	100	100

1252. *Savons à base de Potasse.* Ces savons sont tous mous : ceux qui sont formés avec les huiles de graines sont verts, ceux qui proviennent des graisses animales sont blancs ; ces derniers sont employés pour la toilette. Les savons à base de potasse peuvent être facilement transformés en savons à base de soude ; il faut pour cela les faire bouillir avec une dissolution de sel marin.

1253. Les savons de toilette sont tantôt à base de soude, tantôt à base de potasse ; ils sont formés avec des huiles d'olive, d'amande douce, de noisette, de palme, le suif, le sain-doux ; il en est quelques-uns qui sont presque transparens ; pour les obtenir, on saponifie du suif avec de la soude, on sature à chaud l'alcool avec ce savon ; par le refroidissement et la dessiccation, on obtient une masse solide, jaunâtre et translucide.

1254. *Savons ammoniacaux.* Ces savons se font toujours à froid, à cause de la grande volatilité de l'ammoniaque ; on n'en a point encore obtenu de solides, on ne sait pas si ces combinaisons sont de véritables savons, c'est-à-dire si les huiles sont transformées en acides comme dans leur action sur les autres bases salifiables.

1255. Les savons jouissent tous de la propriété de dissoudre les matières grasses, et c'est sur cette propriété que sont fondés tous leurs usages. La soude et la potasse produisent le même effet, mais elles ont une action sur les tissus que n'ont point les savons.

Huiles volatiles.

1256. Les huiles volatiles, essentielles, ou essences, sont plus légères que l'eau, sans viscosité, très-odorantes, d'une saveur âcre, diversement colorées ; entrent en ébullition à une température plus élevée que l'eau ; elles s'enflamment à l'approche d'un corps en ignition et répandent

une fumée noire et épaisse. Les huiles essentielles absorbent peu à peu une grande quantité d'oxigène et se transforment en une matière analogue aux résines : l'huile essentielle d'anis en a absorbé 156 fois son volume dans deux ans ; elles jouissent aussi de la propriété d'absorber plusieurs fois leur volume de gaz ammoniac. Le chlore les décompose en s'emparant d'une partie de leur hydrogène, et forme une substance visqueuse composée d'acide hydro-chlorique et d'une matière particulière ; l'iode en contact avec les essences, passe aussi en partie à l'état d'acide hydriodique ; les essences sont sans action à froid sur les métaux du deuxième ordre. Elles sont toutes un peu solubles dans l'eau et très-solubles dans l'alcool ; les dissolutions alcooliques d'huiles essentielles portent le nom d'*Esprit :* toutes sont décomposées par l'eau, qui leur donne un aspect laiteux. Les huiles essentielles absorbent une très-grande quantité d'acide hydro-chlorique ; quelques-unes, telles que celles de térébenthine et de citron, forment des composés cristallisables qui ont beaucoup d'analogie avec le camphre. Les acides nitreux et nitrique attaquent les huiles essentielles avec beaucoup d'énergie ; lorsqu'ils renferment $\frac{1}{3}$ d'acide sulfurique, ils enflamment spontanément les essences. Les alcalis n'ont sur les huiles volatiles qu'une action très-faible, cependant ils se combinent avec elles et forment des composés connus sous le nom de *Savonules*. Les huiles essentielles dissolvent les huiles fixes, les résines, le caoutchouc, l'éther.

1257. Les huiles essentielles se rencontrent dans tous les végétaux aromatiques, et dans toutes leurs parties ; elles sont ordinairement renfermées dans de petits utricules placés à la surface de ces corps. On les obtient par deux procédés ; le premier consiste à distiller avec de l'eau la partie de la plante qui contient l'huile essentielle ; la vapeur d'eau entraîne l'essence, et dans le récipient, on trouve l'essence au-dessus de l'eau ; comme l'eau en retient certaine quantité, on doit se servir d'eau déjà saturée, à moins que l'on ne veuille avoir des eaux aromatiques ; 2° en comprimant fortement les parties des plantes qui renferment l'huile essentielle. La plupart des huiles essentielles sont employées comme aromatiques, plusieurs sont employées pour dissoudre les résines et en médecine.

M. de Saussure a analysé un grand nombre d'huiles essentielles ; voici le résultat de ses expériences :

		CARBONE.	HYDROGÈNE.	OXIGÈNE.	AZOTE.
ESSENCE	de Citron rectifiée........	86,899	12,326	»	0,775
	de Térébenthine rectifiée..	87,788	11,646	»	0,566
	de Lavande rectifiée.......	75,50	11,07	13,07	0,36
	de Romarin rectifiée......	82,21	9,42	7,73	0,64
	d'Anis commune..........	76,487	9,35	13,821	0,34
	d'Anis concrète...........	83,468	7,53	8,541	0,46
	de Rose commune........	82,053	13,124	3,949	0,874
	de Rose concrète..........	86,743	14,889	»	»

1258. Les essences dont on fait usage dans le commerce sont très-nombreuses ; nous examinerons les principales.

1259. *Essence de Térébenthine.* Elle se retire de la résine qui s'écoule naturellement ou par incision du *pinus maritima* ; elle est incolore, très-limpide, d'une odeur forte et désagréable ; sa densité à 22° est de 0,86 ; elle rougit le tournesol, parce qu'elle renferme une petite quantité d'acide succinique. Elle absorbe le tiers de son poids de gaz acide hydro-chlorique, se prend en une masse cristalline, qui, égonttée, laisse une matière grenue, cristalline, volatile, d'une odeur camphrée, qne l'on désigne sous le nom de *Camphre artificiel* ; 100 parties d'essence donnent 110 de camphre artificiel ; cette substance paraît être une combinaison de l'essence et de l'acide ; le camphre artificiel est plus léger que l'ean, sans action sur le tournesol ; il brûle sans résidu ; distillé, il se décompose en partie ; il est soluble dans l'alcool ; l'eau trouble cette dissolution ; les alcalia n'en séparent que peu d'acide ; l'acide nitrique le décompose et dégage du chlore ; ce composé est formé de troia volumes d'essences et de deux volumes de gaz acide hydro-chlorique. L'essence de térébenthine est employée en médecine et ponr faire les vernis.

1260. *Essence de Citron.* S'extrait par pression ou par distillation de l'écorce du citron ; sa densité est de 0,8517 ; purifiée par la distillation, sa densité n'est plus que de 0,847 ; elle absorbe 186 fois son volume d'acide hydro-chlorique, et forme une matière analogue au camphre artificiel d'essence de térébenthine, mais qui en diffère par plusieurs propriétés. Cette essence est employée en médecine, en parfumerie et pour enlever sur les étoffes les taches de matières grasses.

1261. *Essence de Lavande.* Se retire des fleurs de la lavande. Rectifiée par la distillation, sa densité est de 0,877. Elle jouit de la propriété de dissoudre une grande quantité d'acide acétique concentré, que l'eau finit par entraîner complètement; elle est employée en médecine et dans la parfumerie.

1262. *Essence d'Anis.* S'extrait des semences d'anis; elle est formée d'une huile concrète et d'une huile fluide; on les sépare par la pression à une basse température, entre du papier à filtre.

1263. *Essence de Rose.* S'extrait par la distillation de la rose muscate; elle est formée, comme celle d'anis, d'une huile concrète et d'une huile fluide. Elle n'est employée qu'en parfumerie.

1264. *Les Essences de Bergamote, de Cédrat, d'Orange, de Cannelle, de Girofle, de Romarin, de Menthe poivrée, de Fleur d'Orange* (*Néroli*). S'obtiennent par distillation, et sont employées en médecine et en parfumerie.

1265. *Huile volatile d'Amande amère.* Cette huile, plus pesante que l'eau, est âcre, vénéneuse; elle est formée de deux huiles inégalement volatiles. La moins volatile n'est pas vénéneuse; elle absorbe rapidement l'oxigène de l'air, se prend en une masse cristalline soluble dans l'eau bouillante et qui sature les alcalis. L'huile la plus volatile est un poison violent; à chaud elle se combine avec les alcalis, on obtient de hydro-cyanate de potasse, une matière cristallisable, un acide et une matière résineuse. Il est probable que c'est à l'acide hydro-cyanique que cette huille doit ses propriétés vénéneuses: cependant M. Robiquet, à qui ces observations sont dues, pense que cet acide ne se forme que par l'action de l'alcali.

1266. *Les Essences de Jasmin, de Lis, de Tubéreuse, d'Iris, de Violette* et plusieurs autres sont tellement fugaces, qu'on ne peut pas les obtenir isolées; on les absorbe par des graisses en mettant dans une boîte des couches de fleurs séparées par des morceaux de drap imbibés d'huile, et renouvelant les fleurs toutes les vingt-quatre heures.

Des Résines.

1267. Les Résines sont des substances solides, cassantes, insolubles dans l'eau; la plupart solubles dans l'alcool, l'éther, les huiles grasses et volatiles, et dans les dissolutions alcalines. Toutes conduisent mal l'électricité et la chaleur. Plusieurs sont mêlées à des huiles essentielles qui leur communiquent leur odeur; chauffées en vases clos, elles se décomposent en donnant beaucoup d'hydrogène, de carbone, d'huile empyreumatique et un petit résidu de charbon; chauffées à l'air, elles brûlent en donnant beaucoup de fumée. L'acide nitrique attaque vivement

les résines ; on obtient une matière visqueuse, soluble dans l'eau et l'alcool qui, chauffée avec une nouvelle quantité d'acide nitrique, acquiert les propriétés du tannin artificiel. L'acide sulfurique dissout également les résines : mais la dissolution est précipitée par l'eau ; chauffée, elle laisse dégager de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique, et il se forme un dépôt de charbon ; le précipité que l'on obtient en versant de l'eau dans la dissolution à froid de la résine dans l'acide sulfurique, étant traité par l'alcool, évaporé et repris par l'eau, cette dissolution aqueuse renferme du tannin artificiel. Les acides acétique et hydro-chlorique dissolvent aussi les résines, mais sans les altérer ; ces dissolutions sont précipitées par l'eau.

1268. Les résines se rencontrent dans des arbres ou des arbrisseaux, ordinairement unies à des huiles essentielles ; elles s'écoulent naturellement ou par des incisions que l'on pratique dans l'écorce. D'après M. de Saussure, la résine pure du pin est composée de 77,402 de carbone, de 13,047 d'oxigène et de 9,551 d'hydrogène. Les résines sont principalement employées pour faire les vernis. Nous décrirons sommairement celles qui se trouvent dans le commerce.

1269. *Résine du Pin.* La résine que l'on extrait du pin maritime fournit un grand nombre de produits différens dont on fait un grand usage. La matière résineuse qui s'écoule des fentes que l'on pratique sur l'écorce est une combinaison de résine sèche et d'essence de térébenthine ; lorsque cette matière est solide, elle porte le nom de *galipot* ; lorsqu'elle est liquide, celui de *térébenthine.* En distillant la térébenthine ou le galipot, on obtient de l'essence de térébenthine, et pour résidu le *brai sec* ou la *colophane.* La *résine* ordinaire s'obtient en fondant ensemble une partie de galipot et trois parties de brai sec ; c'est en jettant de l'eau froide sur le mélange fondu, qu'on lui donne la belle couleur jaune qu'elle a ordinairement. La *poix noire* provient de la distillation des galipots impurs ; on l'obtient dans les Landes en brûlant dans des fours circulaires dont l'aire est concave et percée à son centre, les pailles que l'on emploie comme filtre pour purifier la térébenthine. La *poix jaune* ou poix de Bourgogne est encore un produit que l'on obtient avec la résine du pin ; mais on n'en connaît point la préparation ; on prétend cependant qu'on l'obtient en mettant du galipot fondu en contact avec du vinaigre. Le *goudron* est une matière liquide composée de résine et de poix tenue en dissolution par une huile essentielle altérée par le feu. On l'obtient en brûlant les arbres résineux qui

ne donnent plus de térébenthine : cette combustion se fait sur une aire concave malonnée, percée d'un trou communiquant à un réservoir inférieur. Les bûches fendues sont disposées comme dans les fours à charbon ordinaire; le cône est recouvert de terre, et on allume le bois; le goudron qui s'écoule par le seul effet de la chaleur et celui qui se forme par la combustion, s'écoulent dans le réservoir inférieur. Le bois de pin résineux de Provence, carbonisé dans des appareils particuliers, m'a donné de 0,25 à 0,28 de goudron. Le goudron renferme une grande quantité d'acide pyroligneux; on l'en sépare par des lavages réitérés. Le *brai gras* est formé de parties égales de goudron et de poix grasse. Enfin, la résine du pin fournit par sa combustion un dernier produit désigné sous le nom de *noir de fumée*; on l'obtient en brûlant les matières résineuses impures dans des chambres de planches de sapin tapissées de toiles grossières; la fumée noire qui se forme se tamise à travers ces toiles et y dépose le charbon qu'elle entraîne.

1270. Les autres résines employées dans les arts sont : la *résine animée*, d'un jaune de soufre; elle vient de l'Amérique Septentrionale; elle découle de l'*hymenœa courbaril* ou *carouge*; elle est employée en médecine et pour les vernis. — Le *baume de copahu*, d'un blanc jaunâtre visqueux, d'une odeur forte; il vient de l'Amérique Méridionale et des Indes; il s'écoule du *copaifera officinalis*; on l'emploie en médecine. — Le *baume de la Mecque* ou de *Judée*; il est blanc, d'une odeur suave; s'écoule de l'*amyris opobalsamum* qui croît en Arabie; on en extrait de la décoction des rameaux et des feuilles. — La *résine copale*, d'un blanc jaunâtre, fragile, ne se dissout dans l'alcool et les huiles essentielles qu'à l'aide de précautions particulières. Elle découle du *rhus copallium* qui croît dans l'Amérique Septentrionale. — La *résine élémi*, d'un blanc verdâtre, d'une odeur de fenouil, s'écoule de l'*amyris elemifera* qui croît dans l'Amérique Méridionale; elle se trouve dans le commerce en gâteaux arrondis, enveloppés dans des feuilles d'iris; quelques arbres d'Arabie et d'Éthiopie en fournissent aussi. — La *résine mastic* est en larmes jaunâtres, elle se ramollit dans la bouche; elle s'écoule du *pistacia lentiscas* qui croît à Chio. — La *résine sandaraque* est en petites larmes jaunâtres, qui ne se ramollissent point dans la bouche; elle s'écoule du *thuya articulata* qui croît en Barbarie. — La *résine sang-dragon*, d'un rouge foncé, s'obtient par incision du *dracæna draco* et de plusieurs autres végétaux qui croissent dans l'Inde.

Gommes Résines.

1271. Les gommes résines sont des substances solides qui proviennent de la dessiccation des sucs laiteux qui s'écoulent des incisions faites aux différentes parties de certaines plantes; ces substances sont composées

d'une matière soluble dans l'eau, souvent analogue à la gomme, d'une matière résineuse, et quelquefois d'une huile essentielle à laquelle elles doivent leur odeur. D'après M. Hatchett, les gommes résines sont solubles dans la potasse; l'acide sulfurique, après en avoir opéré la dissolution, les transforme en charbon et en tannin artificiel.

1272. On emploie en médecine un grand nombre de gommes résines; nous décrirons les principales. — L'*Assa-fœtida*, en masses opaques, d'un brun rougeâtre, parsemées de fragmens blancs, d'une odeur fétide et aillacée; s'extrait du *ferula assafœtida* qui croît dans les Indes Orientales. — La *Gomme ammoniaque*, en masses ou en larmes, d'un jaune pâle; son odeur est faible et désagréable, sa saveur est nauséabonde; on l'extrait, dans les Indes Orientales, d'une plante inconnue de la famille des ombellifères. — L'*Euphorbe*, en larmes irrégulières, jaunâtres, inodores, qui, réduites en poudre, irritent violemment l'odorat; s'extrait de l'*euphorbia officinarum* et de l'*euphorbia antiquorum*, qui croissent en Egypte. — Le *Galbanum*, en masses blanchâtres, recouvertes d'une légère couche rougeâtre, d'une odeur forte et d'une saveur âcre et amère; on l'extrait du suc laiteux qui s'écoule des incisions faites au collet de la racine du *bubon galbanum*, qui croît en Ethiophie. — La *Gomme gutte*, en masses d'un jaune rougeâtre, fragiles, dont la poudre est d'un jaune brillant; s'extrait du *cambogia gutta* qui croît dans les Indes Orientales; employée en médecine et en peinture. — La *Myrrhe* en larmes d'un jaune brunâtre, à cassure vitreuse, d'une odeur agréable; s'extrait d'une plante peu connue, qui croît dans l'Arabie et l'Éthiopie. — L'*Oliban* (Encens), en larmes ou en masses jaunâtres, fragiles, qui répandent en brûlant une odeur agréable; s'extrait du *juniperus lycia*, qui croît dans l'Arabie et dans quelques autres contrées de l'Afrique; il est principalement employé comme parfum. — L'*Opoponax*, en larmes ou en grains, d'un jaune rougeâtre à l'extérieur et intérieurement d'un blanc sale; son odeur est forte et désagréable; s'extrait de la racine du *pastinaca opoponax* qui croît dans le Levant. — La *Scammonée*, on en connaît deux espèces; celle d'Alep est d'un gris cendré, légère et friable; celle de Smyrne est noire, plus pesante, moins friable et beaucoup moins estimée. — L'*Aloès* est un suc concret qui provient de l'*aloé soccotrina* et de l'*aloé persoliata*, qui croissent dans les grandes Indes. On en connaît trois espèces; l'aloès soccotrin est d'un rouge brunâtre, translucide, friable, d'une odeur nauséabonde; sa poudre est d'une belle couleur jaune; l'aloès hépatique est d'une couleur plus foncée et moins brillante; l'aloès caballin est moins pur que les deux autres; les deux premiers sont employés en médecine, le dernier seulement dans la médecine vétérinaire. — La *Gomme laque*; cette matière est une substance déposée sur plusieurs espèces d'arbres des Indes Orientales, par l'insecte *coccus lacca*; elle

renferme une matière colorante rouge, soluble dans l'eau, les alcalis et les acides. La laque en bâton est la laque telle qu'elle est déposée par l'insecte. La laque en grain provient de la laque en bâton, privée de sa matière colorante. La laque en écaille est de la laque en bâton fondue et coulée sur le tronc uni d'un bananier. On trouve dans le commerce deux préparations différentes qui renferment la matière colorante de la laque, et que l'on désigne sous les noms de *lac-lake* et de *lac-dye*. La première provient de la décoction de la laque en bâton, précipitée par l'alun; la préparation de la dernière n'est point connue; elle diffère de la première, en ce qu'elle se laisse pénétrer par l'eau bouillante.

Plusieurs chimistes et principalement MM. Pelletier, Braconnot, Bouillon-Lagrange et Vogel ont analysé les gommes résines. (*Voy.* Ann. de Chim., tom. LXVIII, LXVII, LXXII, LXXX, LXXIX; Ann. de Phy., tom. IV; le Bulletin de Pharmacie, tom. III, IV).

Des Baumes.

Les baumes sont des mélanges de résines, d'acide benzoïque et d'huile essentielle, que l'on extrait des végétaux comme les gommes résines. Dans le commerce on en connaît cinq espèces, le *Benjoin*, le *Storax*, le *Baume du Pérou*, le *Baume de Tolu* et le *Styrax*; les deux premiers sont solides, les trois derniers sont liquides et visqueux.

1273. *Benjoin.* Solide, d'un rouge brunâtre, parsemé de larmes blanches, d'une odeur agréable; on l'extrait par incision de plusieurs arbres et surtout du *laurus benzoe*, qui croît à Java et à Siam. Il est employé en médecine et en parfumerie.

1274. *Storax Calamite.* Solide, rougeâtre, d'une odeur suave; s'extrait par incision du *storax officinale*, qui croît dans le Levant.

1275. *Baume du Pérou.* S'extrait du *miroxillum peruiferum*, ou par incision, ou par la décoction de l'écorce et des branches; le premier est brun, presque solide; le second est d'une consistance sirupeuse; il est moins estimé que le premier : tous deux ont une odeur suave.

1276. *Baume de Tolu.* S'extrait par incision du *toluifera balsamum*, qui croît dans la province de Tolu, en Amérique; récent, il est liquide, acquiert avec le temps de la consistance et devient cassant; son odeur est agréable.

1277. *Styrax.* Sa consistance est celle du miel, son odeur est moins agréable que celle du storax. Il provient de la décoction des jeunes branches du *liquidambar styraciflua*, qui croît en Virginie et au Mexique.

Du Caoutchouc (Gomme élastique).

1278. Le caoutchouc est une substance solide, molle, très-élastique, blanche lorsqu'elle est pure, mais ordinairement colorée en brun noir par la fumée; exposée à

l'action d'une douce chaleur, elle se fond et prend la consistance du goudron, qu'elle conserve après le refroidissement. A la distillation, elle donne de l'ammoniaque; elle brûle en répandant une odeur fétide; elle se ramollit dans l'eau bouillante, mais elle est complètement insoluble dans l'eau et l'alcool; elle se dissout facilement dans les huiles essentielles, surtout lorsqu'elle a été ramollie dans l'eau bouillante; l'éther sulfurique pur la dissout, mais en petite quantité. Les alcalis la transforment en une matière glutineuse, mais n'en dissolvent que très-peu; l'acide nitrique la décompose; l'acide hydro-chlorique est sans action sur elle.

1279. Le caoutchouc s'extrait par incision de l'*hærca caoutchouc*, du *jatropa elasticica* qui croissent dans l'Amérique Méridionale, du *ficus indica*, du l'*artocarpus integrifolia*, qui croissent dans les Indes Orientales; le caoutchouc existe encore dans un grand nombre d'autres plantes et principalement dans plusieurs espèces de guy. Le suc laiteux qui s'écoule des incisions faites aux plantes dont nous venons de parler, forme, en se desséchant, des masses solides, blanches; ordinairement elles ont la forme de bouteilles; on lui donne cette forme en recouvrant de suc laiteux des masses d'argile cuites, séchant à la fumée, ajoutant de nouvelles couches et brisant le moule d'argile pour en faire sortir les débris par l'ouverture. Le caoutchouc est employé pour faire divers instrumens de chirurgie, des vernis élastiques, et pour effacer les traits de crayons.

De la Cire.

1280. La cire est une substance qui se rencontre dans un grand nombre de végétaux; elle fait partie de la fécule verte de plusieurs plantes et particulièrement du choux; elle entre dans la composition du pollen de toutes les fleurs; elle recouvre l'enveloppe d'un grand nombre de fruits; le vernis qui se trouve à la surface supérieure des feuilles de beaucoup d'arbres, paraît être une espèce particulière de cire; les baies du *nigrica cerifera*, qui croît dans l'Amérique Septentrionale, renferment 0,25 de cire: on l'extrait par la chaleur et la pression; la cire se trouve dans l'arbre de la vache, etc. Enfin il existe deux espèces de cire fournies par un insecte; le *pela* des chinois et la cire d'abeille. La cire étant si répandue dans les végétaux, il est probable que les insectes qui la déposent ne la forment pas; cependant M. Humber prétend qu'en nourrissant des abeilles avec du sucre, elles font de la cire.

1281. De toutes les espèces de cire que nous venons de décrire, on n'a

examiné avec soin que celle de l'abeille; cette substance, récemment extraite, est jaune et odorante ; purifiée par le repos à une température suffisante pour la maintenir en fusion, et par l'exposition au soleil, elle est blanche, cassante, insipide ; sa densité est de 0,96 ; presque sans odeur ; elle est insoluble dans l'eau, peu soluble à froid dans l'alcool et l'éther, et ne s'y dissout à chaud qu'en petite quantité ; elle est très-soluble dans les huiles fixes et volatiles. Elle forme un savon dur avec la soude et la potasse. Elle est employée pour faire les cierges, les bougies, pour vernir les meubles, le sol des appartemens, etc. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, la cire est composée de 81,784 de carbone, de 12,672 d'hydrogène, et de 5,544 d'oxigène.

Du Camphre.

1282. Le camphre est une matière solide, blanche, translucide, d'une odeur très-forte ; sa densité est de 0,9887 ; il fond à 175° et entre en ébullition à 204; la force élastique de sa vapeur à 15°,5, est de 0m,004 ; il se vaporise à la température ordinaire dans les flacons où il est renfermé, et se dépose contre les parois en petits cristaux ; il peut servir comme l'alcool et l'éther à entretenir l'incandescence d'un fil de platine (pag. 21). Il brûle sans résidu ; l'eau n'en dissout que des quantités insensibles, et cependant en conserve l'odeur ; l'alcool en dissout 0,75, l'eau le précipite; les huile fixes et volatiles dissolvent aussi le camphre et plus à chaud qu'à froid ; les alcalis paraissent être sans action sur le camphre ; la plupart des acides le dissolvent; l'acide nitrique, à une douce chaleur, le dissout sans l'altérer, il en résulte une liqueur visqueuse désignée autrefois sous le nom d'*Huile de Camphre*, et qui est précipitée par l'eau : en augmentant la chaleur, l'acide et le camphre se décomposent, et il se forme de l'acide camphorique ; en mettant en contact une partie de camphre et deux parties d'acide sulfurique et faisant chauffer, il se dégage de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique faible, une huile ayant l'odeur du camphre, et on obtient pour résidu, un charbon très-hydrogène et un liquide renfermant un acide et du tannin artificiel; le camphre absorbe 144 fois son volume de gaz hydro-chlorique et forme une matière liquide. Lorsqu'on place sur l'eau de petits fragmens de camphre, ils se meuvent avec rapidité ; si l'on place dans l'eau un petit cylindre de camphre verticalement, l'eau environnante se meut rapidement, et après quelques jours il est coupé en deux à la hauteur du liquide ; une goutte d'huile versée sur la surface de l'eau fait disparaître ces phénomènes. D'après M. de Saussure, le camphre est composé de 74,38 de carbone, de 10,67 d'hydrogène, de 14,61 d'oxigène et de 0,34 d'azote.

1283. Le camphre existe uni à une huile essentielle dans plusieurs plantes de la famille des Labiées, et libre dans plusieurs espèces de *laurus*; c'est du *laurus camphora* qu'on l'extrait au Japon. Pour cela on divise le bois et on le chauffe avec de l'eau dans des chaudières de fer, surmontées de chapiteaux en terre, garnis de paille de riz; le camphre se dépose sur ces pailles en une poudre grise; pour le purifier et lui donner la forme qu'il a dans le commerce, le meilleur procédé consiste à le distiller et le faire arriver liquide dans un récipient en cuivre étamé, dont il prend la forme par le refroidissement. Le camphre est employé en médecine. Il est probable que les camphres de toutes les espèces de *laurus* ne sont pas identiques. Tous diffèrent et par leur composition et par leurs propriétés, de la substance que nous avons désignée sous le nom de *camphre artificiel* (1259).

Glycérine ou principe doux des Huiles.

1284. La glycérine est une substance qui se forme dans la saponification des huiles par toutes les bases salifiables (1250). Cette substance est liquide, d'une consistanco sirupeuse, sa saveur est très-douce; elle se combine avec l'eau en toute proportion; soumise à l'action de la chaleur, elle se sublime et se décompose en partie; elle brûle à la manière des huiles; l'acide nitrique la transforme en acide oxalique, l'acide sulfurique en sucre; le ferment ne l'altère point; l'acétate de plomb ne trouble pas sa dissolution. On la prépare en faisant bouillir parties égales de litharge et d'huile avec un peu d'eau, jusqu'à ce que la saponification de l'oxide de plomb soit complète; alors on ajoute de l'eau, on décante, on filtre; la liqueur renferme la glycérine; on précipite par l'hydrogène sulfuré la petite quantité de plomb qu'elle peut encore renfermer; on fait concentrer d'abord au bain-marie, et ensuite dans le vide, où l'on place nne capsule d'acide sulfurique concentré, qui absorbe la vapeur aqueuse, à mesure qu'elle se forme. D'après M. Chevreuil, la glycérine est composée de 40,071 de carbone, de 51,004 d'oxigène et de 8,925 d'hydrogène.

Alcool ou Esprit de vin.

1285. L'alcool est une substance liquide, incolore, très-volatile, que l'on extrait par distillation de toutes les substances qui ont éprouvé la fermentation vineuse. Les eaux-de-vie et l'esprit de vin du commerce sont formés d'alcool uni à une quantité d'eau plus ou moins considérable. Pour en extraire de l'alcool pur, il faut les mettre en contact avec de la chaux vive, et après vingt-quatre heures de digestion, distiller au bain-marie; la

première moitié du produit que l'on obtient est de l'alcool très-pur. Ce liquide, ainsi obtenu, a une densité de 0,79235, à la température de 17°,88; son odeur est pénétrante et agréable. Il entre en ébullition à 78°,41 sous la pression de 0m,76 ; la densité de sa vapeur est 1,613 ; d'après M. de Bussy, il se congèle à — 33° ; à la température ordinaire, il absorbe l'humidité de l'air, et se vaporise ; il s'emflamme à l'approche d'un corps incandescent et brûle sans résidu. Le soufre et le phosphore se dissolvent en petite quantité dans l'alcool ; la dissolution n'a lieu qu'à chaud, il est même nécessaire de mettre en contact les vapeurs d'alcool et de soufre.

1286. L'alcool dissout l'iode ; en versant dans cette dissolution de la potasse ou de la soude également en dissolution dans l'alcool, il se forme, d'après M. Serullas, un hydriodate qui reste en dissolution, un iodate qui se précipite et un hydriodure de carbone qui se précipite en partie ; pour recueillir ce dernier, il faut traiter le précipité par de l'alcool, réunir cette dissolution à la première et concentrer ; l'hydriodure de carbone cristallise par le refroidissement en paillettes jaunes. On peut également l'obtenir en mettant le potassium ou le sodium en contact avec la dissolution alcoolique d'iode, ou en dissolvant du chlorure d'iode dans l'alcool et y versant un petit excès de potasse caustique. Ce corps paraît avoir beaucoup d'analogie avec celui qui a été obtenu par M. Faraday, en exposant aux rayons solaires de l'iode et du gaz hydrogène bi-carboné.

1287. Lorsqu'on fait passer un courant de chlore à travers de l'alcool, l'alcool finit par disparaître complètement : il se dégage de l'acide carbonique ; il se forme une matière oléagineuse, de l'acide hydro-chlorique et une matière charbonneuse ; en versant de l'eau dans la liqueur, la matière grasse se sépare ; elle jouit des propriétés suivantes : elle est blanche, presque insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, sans action sur la teinture de tournesol ; distillée avec de l'acide nitrique, elle fournit du chlore ; décomposée par la chaleur, elle donne de l'acide hydro-chlorique ; cependant les alcalis les plus puissans l'attaquent à peine. D'après l'analyse qui en a été faite par M. Desprets, elle est formée d'un volume de chlore et de deux volumes d'hydrogène bi-carboné.

1288. Les métaux alcalins mis en contact avec l'alcool s'oxident peu à peu. L'eau et l'alcool se combinent en toutes proportions ; l'eau-de-vie ordinaire renferme parties égales d'eau et d'alcool. Lorsque l'on mêle de l'eau avec de l'alcool très-concentré, il y a condensation ; mais si on ajoute de l'eau à de l'alcool très-faible, il paraît, suivant les expériences

de M. Thillaye fils, que le volume du mélange est plus grand que la somme des volumes mélangés. L'alcool ne dissout que deux oxides métalliques, la soude et la potasse ; la barite s'y délite lorsque l'alcool renferme de l'eau ; c'est même un très-bon moyen de reconnaître sa pureté. Il dissout toutes les bases salifiables végétales. L'alcool agit sur un grand nombre d'acides ; nous n'examinerons les effets qui en résultent que dans l'article suivant. L'alcool jouit de la propriété de dissoudre un grand nombre de sels ; en général tous les sels déliquescens y sont solubles, et les sels insolubles, peu solubles, et efflorescens y sont insolubles. L'alcool dissout encore le sucre, la mannite, les résines, les huiles volatiles, les baumes, etc. ; les huiles fixes y sont très-peu solubles, excepté celle de ricin qu'il dissout en toutes proportions.

1289. L'alcool en agissant sur les nitrates d'argent et de mercure, produit des composés peu solubles, qui fulminent avec une grande force, par la chaleur ou par un choc léger. Ces corps ont été récemment examinés par MM. Gay-Lussac et Liebig ; il est probable qu'ils sont formés d'acide cyanique et d'oxide ; mais comme il y a encore de l'incertitude à cet égard, ils ont désigné ces corps sous le nom de *fulminates*. Nous avons indiqué leur préparation et leurs principales propriétés (790,791) ; nous ajouterons plusieurs détails importans. Le fulminate d'argent résiste à une température de 130° ; il ne rougit point le tournesol ; il colore la peau à la manière des sels d'argent ; l'eau bouillante en dissout 1/36 ; une goutte d'acide sulfurique le fait fulminer ; les dissolutions alcalines et la magnésie précipitent la moitié de l'oxide d'argent, et forment des fulminates doubles ; le mercure, le cuivre, le fer, le zinc, plongés dans une dissolution bouillante de fulminate d'argent, précipitent tout le métal, et on obtient de nouveaux fulminates ; celui de mercure détone fortement, les autres beaucoup moins ; le fulminate d'argent est décomposé à froid par les acides hydro-chlorique, hydriodique et hydro-sulfurique. Le fulminate de mercure a des propriétés analogues. (Ann. de Chimie et de Phy., tom. XXIV et XXV).

1290. L'alcool n'existe jamais dans la nature : il est toujours le résultat de la décomposition du sucre, dans un phénomène chimique qu'on a désigné sous le nom de *fermentation*. En décomposant la vapeur d'alcool dans un tube de porcelaine incandescent, on n'obtient que de l'eau et du gaz hyrogène bi-carboné. L'alcool est formé de 0,611 de gaz hydro-

gène bi-carboné et de 0,388 d'eau, ou d'un volume de vapeur d'eau et d'un volume d'hydrogène bi-carboné, condensé en un seul.

1291. L'alcool est très-employé dans l'économie domestique ; il existe dans tous les vins, la bière, le cidre, dans les eaux-de-vie ; il est employé pour faire les vernis, les éthers, etc. C'est un dissolvant très-usité dans les laboratoires.

Des Éthers.

1292. Les éthers sont des corps qui résultent de l'action des acides sur l'alcool. On en distingue trois genres, qui diffèrent par leur composition et leurs propriétés ; ceux du premier genre sont formés d'oxigène, d'hydrogène et de carbone ; ceux du second sont formés de l'acide employé et d'hydrogène bi-carboné, et ceux du troisième de l'acide employé et d'alcool.

1293. *Éthers du premier genre.* Ces éthers ne renferment aucune trace de l'acide qui a été employé, ils ne contiennent que les élémens de l'alcool, mais en d'autres proportions. Les acides avec lesquels on peut les obtenir, sont ceux qui ont une grande affinité pour l'eau et qui se volatilisent difficilement ; tels sont les acides sulfurique, phosphorique, arsenique et fluoborique ; les éthers qu'ils produisent sont parfaitement identiques. On les désigne cependant par les noms des acides employés.

1294. L'éther sulfurique est un liquide incolore et d'une odeur forte et suave, dont la densité est de 0,71192, à la température de 24°,77 ; il est très-volatil ; sous la pression de 0,76, il entre en ébullition à 35°,66. Il est très-combustible ; conservé dans des vases clos, il finit par s'altérer et passer en partie à l'état d'acide acétique ; l'oxigène chargé de vapeurs d'éther détone par une étincelle électrique, et brûle lentement par la présence d'un fil de platine incandescent : la chaleur qui se dégage dans la combustion, maintient le fil de platine incandescent (pag. 21).

Le phosphore et le soufre sont un peu solubles dans l'éther ; le chlore gazeux l'enflamme : il se forme de l'acide hydro-chlorique. Les métaux alcalins s'y oxident lentement. L'eau en dissout $\frac{1}{10}$ à la température ordinaire, et l'éther dissout également une petite quantité d'eau. La potasse et l'ammoniaque sont les seules bases salifiables qui se combinent avec l'éther. L'action des acides sur l'éther a été peu examinée : on a seulement observé qu'en chauffant parties égales d'éther et d'acide sulfurique, il se formait un dépôt de charbon, de l'huile douce de vin, et

de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique, de l'hydrogène bi-carboné; que l'acide nitrique, sans action sur l'éther à froid, le décomposait à chaud; enfin, que les acides hydro-chlorique et acétique dissolvaient l'éther, et que l'eau décomposait cette dernière dissolution. L'éther décompose l'hydro-chlorate d'or; il dissout le deuto-chlorure de mercure, et la dissolution exposée aux rayons solaires laisse précipiter du proto-chlorure et du carbonate de mercure. L'éther et l'alcool s'unissent en toute proportion; mais l'eau, en se combinant à l'alcool, sépare l'éther. L'éther dissout encore les huiles fixes et volatiles, les résines, le caoutchouc ramolli dans l'eau bouillante.

1295. On obtient l'éther sulfurique en distillant un mélange de parties égales d'alcool et d'acide sulfurique dans l'appareil (*fig.* 98); on introduit le mélange dans la cornue A, et on fait bouillir légèrement : l'éther se condense dans le ballon B, et se rend dans le flacon D; on arrête l'opération lorsqu'il se forme dans la cornue des vapeurs blanches: au delà de ce terme, on n'obtiendrait que très-peu d'éther, mais beaucoup d'huile douce de vin, d'hydrogène carboné et d'acide sulfureux. En arrêtant l'opération quand les vapeurs blanches commencent à se manifester, la liqueur de la cornue renferme de l'acide hypo-sulfurique, uni à une matière végétale dont il est impossible de le séparer. La formation de tous ces produits est facile à expliquer; en effet, l'alcool, l'éther et l'huile douce de vin sont composés d'hydrogène bi-carboné, d'oxigène et d'hydrogène dans le rapport nécessaire pour faire de l'eau; mais ces derniers élémens sont en plus grande quantité dans l'alcool que dans l'éther, et dans l'éther que dans l'huile douce de vin. Il résulte de là, que la formation de l'éther et de l'huile douce tient à ce que l'acide sulfurique s'empare d'une partie des élémens de l'eau que renferme l'alcool. Mais comme il se forme aussi de l'acide hypo-sulfurique et une matière végétale, il faut nécessairement admettre que l'acide sulfurique agit en même temps sur une autre portion de l'alcool, qu'il se forme de l'eau aux dépens d'une portion de l'oxigène de l'acide, et de l'hydrogène de l'alcool; on conçoit alors que quand l'alcool non attaqué n'est plus en quantité suffisante, l'acide hypo-sulfurique se décomposant, laisse dégager de l'acide sulfureux, et que la matière végétale, attaquée par l'acide sulfurique, dégage de l'hydrogène bi-carboné, de l'acide carbonique et dépose du carbone. On voit, d'après ce qui précède, que les produits qui se dégagent après l'éther, étant dus à ce que l'alcool n'est plus en quantité suffisante, on retarderait leur formation en versant dans la cornue une nouvelle quantité d'alcool : mais on ne pourrait pas en ajouter indéfiniment, car lorsque l'acide sulfurique est trop faible, il ne peut plus produire d'éther; on peut en ajouter successivement les ⅓ de la quantité primitive, et, d'après M. Boullay, on obtient deux fois plus de produits.

En arrêtant l'opération à l'époque que nous avons indiquée, l'éther obtenu n'est

point pur : il renferme de l'alcool, de l'eau, de l'huile douce, et quelquefois un peu d'acide sulfureux. On le purifie de la manière suivante : on l'agite avec $\frac{1}{5}$ ou $\frac{1}{6}$ de son poids de pierre à cautère, pour absorber l'acide sulfureux et l'huile douce ; on décante et on l'agite de nouveau avec un égal volume d'eau, pour enlever l'alcool ; on décante de nouveau, et on distille sur du chlorure de calcium, pour absorber l'eau.

1296. D'après M. de Saussure, l'éther est composé de 0,80 d'hydrogène bi-carboné et de 0,20 d'oxigène et d'hydrogène, dans le rapport nécessaire pour faire de l'eau; ou de deux volumes d'hydrogène bi-carboné et un volume de vapeur d'eau, condensés en un seul. Comme l'alcool est formé d'un volume égal de vapeur d'eau et d'hydrogène bi-carboné, il en résulte que l'alcool passant à l'état d'éther, abandonne la moitié de l'eau qu'il renfermait.

1297. L'éther dont nous venons de parler peut s'obtenir par plusieurs autres acides. Pour éthériser l'alcool par l'acide phosphorique, il faut employer cet acide en dissolution dans l'eau, à une densité de 1,46, élever la température à 90°, et faire passer l'alcool, goutte à goutte, à travers l'acide. Lorsqu'on emploie l'acide arsénique, il faut le dissoudre dans un égal poids d'eau et élever la température jusqu'à l'ébullition. L'éther ne se produit que très-difficilement et en petite quantité ; il est probable qu'il doit se former des corps analogues à ceux qui résultent de l'action de l'acide sulfurique sur l'alcool. C'est à M. Boullay qu'on doit la découverte de l'éthérification de l'alcool par ces deux acides. L'acide fluorique jouit également de la propriété de transformer l'alcool en éther ; ce fait, que MM. Gay-Lussac et Thénard avaient déduit de la manière d'agir de l'acide fluorique sur les matières végétales, a été vérifié par M. Defosses : l'opération consiste à saturer d'acide fluoborique de l'alcool concentré, à distiller et à rectifier le produit ; il ne reste aucun produit analogue à ceux qui accompagnent la formation de l'éther par l'acide sulfurique. D'après M. Gay-Lussac, en dissolvant dans l'alcool le composé cristallin que forme l'acide chromique dans l'acide sulfurique, on obtient un éther semblable à l'éther sulfurique, du sulfate de chrome et de l'huile douce de vin ; un mélange d'alcool, de peroxide de manganèse et d'acide sulfurique étendu, donne, par la distillation de l'éther, de l'huile douce et du proto-sulfate de manganèse ; dans les deux cas on ne trouve point d'acide hypo-sulfurique.

1298. *Éthers du deuxième genre.* Ils résultent, comme nous l'avons dit, de la combinaison de l'hydrogène bi-carboné avec l'acide employé ; on en connaît deux, l'éther hydro-chlorique et l'éther hydriodique.

1299. L'éther hydro-chlorique n'est liquide, sous la pression de $0^m,76$, qu'audessous de 11° ; à 5° sa densité est de 0,874 ; son odeur est forte et analogue à celle de l'éther sulfurique : il se décompose en rouge brun, en acide hydro-chlorique

et en hydrogène bi-carboné ; à une température plus élevée, ce dernier gaz est décomposé, il se forme de l'hydrogène proto-carboné et un dépôt de charbon. Cet éther est très-combustible : un mélange de trois volumes d'oxigène et d'un volume de sa vapeur détone avec une grande violence ; l'eau dissout un égal volume de vapeurs d'éther à 18°, et sous la pression de $0^m,75$; l'éther hydro-chlorique est très-soluble dans l'alcool, cependant il en est séparé par l'eau ; les acides sulfurique, nitrique et nitreux concentrés le décomposent à chaud, et mettent l'acide hydro-chlorique en liberté ; le chlore le décompose à froid. Les alcalis n'agissent sur l'éther hydro-chlorique qu'avec une extrême lenteur ; ce n'est qu'au bout de plusieurs jours de contact que la décomposition commence à être sensible ; les nitrates d'argent et de protoxide de mercure, qui précipitent si promptement les dissolutions, renfermant de l'acide hydro-chlorique libre ou combiné, agissent aussi lentement que les alcalis sur l'éther hydro-chlorique : ce n'est que quelques heures après le contact que la liqueur commence à se troubler.

1300. L'éther hydro-chlorique s'obtient en distillant un mélange de parties égales en volume d'alcool et d'acide hydro-chlorique ; on reçoit d'abord les gaz et les vapeurs dans un flacon plein d'eau, afin d'absorber l'alcool et l'acide qui seraient entraînés ; l'éther passe ensuite dans une éprouvette longue et étroite, environnée d'un mélange frigorifique ; il paraît que dans cette opération il ne se forme que de l'eau et de l'éther. L'éther hydro-chlorique est composé, d'après les expériences de MM. Colin et Robiquet, de parties égales en volume d'acide hydro-chlorique et d'hydrogène bi-carboné.

1301. *Éther hydriodique.* Cet éther, découvert par M. Gay-Lussac, est liquide ; sa densité est de 1,9206 ; il bout à 68°,8 sous la pression de 0,76 ; son odeur est forte et analogue à celle des autres éthers ; il prend en quelques jours une teinte rose, que la potasse et le mercure font disparaître en s'emparant de l'iode libre qui la produit ; il ne s'enflamme point par l'approche des corps incandescens ; la potasse, le chlore et les acides nitrique et sulfureux ne l'attaquent pas immédiatement ; l'acide sulfurique le brunit assez promptement ; il n'a point été analysé. On l'obtient en distillant un mélange d'un volume d'acide hydriodique de 1,7 de densité et de deux volumes d'alcool, lavant le produit à plusieurs reprises avec de l'eau.

1302. *Éthers du troisième ordre.* Ces éthers sont, comme nous l'avons dit, composés d'alcool et de l'acide employé ; on en connaît sept, l'éther nitrique et six éthers dont l'acide est végétal.

1303. L'éther nitrique, dont la découverte est due à M. Navier, médecin de Châlons, est liquide, d'un blanc jaunâtre. Son odeur est analogue à celle des autres éthers, mais beaucoup plus forte ; sa densité est intermédiaire entre celle de l'eau et de l'alcool ; sous la pression de 0,76, il bout à 21° ; il est très-combustible et brûle sans résidu ; il est sans action sur le tournesol. Mis en contact avec une grande quan-

tité d'eau, une partie se dissont, l'autre se décompose : l'eau devient acide, acquiert une odeur de pomme reinette : si on satnre l'acide par la potasse, la distillation fournira de l'alcool et pour résidu de l'hypo-nitrite de potasse. L'éther nitrique se décompose en partie lorsqu'on le conserve dans des flacons fermés et lorsqu'on le distille; il résiste long-temps à l'action de la potasse.

L'éther nitrique s'obtient en distillant un mélange de parties égales en volume d'acide nitrique du commerce et d'alcool, dans une cornue de verre, communiquant avec un appareil de Woolf composé de cinq flacons, dont le premier est vide, et les suivans remplis à moitié d'une dissolution de sel marin, et tous plongés dans des terrines renfermant de la glace et du sel; on chauffe jusqu'à l'ébullition et on modère le feu pour que l'action ne soit pas trop vive; il se forme de l'eau, du protoxide et du deutoxide d'azote, de l'acide nitreux, de l'azote, de l'acide carbonique, de l'acide acétique, une matière facile à charbonner et de l'éther. On ne peut expliquer ces résultats qu'en admettant 1° qu'une portion de l'alcool est décomposée et satnre par son hydrogène plus ou moins d'oxigène de l'acide nitrique, et qu'une partie de son carbone est brûlé; de là résultent tous les produits qui accompagnent l'éther; 2° qu'une partie de l'alcool non décomposé se combine avec l'acide hypo-nitreux. A la fin de l'opération, il reste dans la cornue de l'acide nitrique, de l'alcool, de l'acide acétique, de l'acide nitreux; on trouve dans le premier flacon de l'éther, de l'alcool faible et des acides; dans le second, une couche assez épaisse d'éther qui surnage l'eau salée; on en trouve également dans les suivans, mais en quantité beaucoup plus petite. On purifie l'éther par la distillation et en l'agitant avec de la chaux en poudre. C'est à cause de la grande quantité de gaz qui se dégage dans l'action de l'alcool sur l'acide nitrique, que l'on fait passer les produits de la distillation à travers l'eau, car sans cela les gaz entraîneraient presque la totalité de l'éther. 500 grammes d'alcool fournissent 100 grammes d'éther. Cet éther est composé d'alcool et d'acide hypo-nitreux; en dissolution dans l'alcool, il est quelquefois employé en médecine.

1304. Parmi les acides végétaux susceptibles de former des éthers, il n'en est qu'un seul, l'acide acétique, qui distillé avec de l'alcool se combine avec lui; tous les autres ne peuvent se combiner avec l'alcool que par la présence d'un acide minéral.

1305. L'éther acétique est un liquide incolore, dont l'odeur est analogue à celle de l'éther sulfurique et de l'acide acétique; sa densité est de 0,866 à 7°, sous la pression de $0^m,76$; il bout à 71°; il est très-combustible. L'eau à 7° en dissout $1/7$, la dissolution n'est point acide; en dissolution dans l'eau, la potasse le décompose complètement. Il est très-soluble dans l'alcool et dissout la plupart des corps gras. On peut l'obtenir en distillant un grand nombre de fois un mélange d'alcool et d'acide acétique; mais il est plus commode de distiller un mélange de 100 parties d'alcool, 63 d'acide acétique concentré et 17 parties d'acide sulfurique; on obtient 125 parties d'éther,

que l'on purifie en l'agitant avec 10 à 12 parties de potasse caustique; par le repos, il se forme deux couches distinctes, l'une supérieure d'éther presque pur, l'autre de potasse et d'acétate en dissolution dans l'eau. On peut encore obtenir de l'éther acétique, en distillant jusqu'à siccité un mélange de 3 parties d'acétate de potasse, 3 parties d'alcool et 2 d'acide sulfurique concentré, et distillant de nouveau le produit mêlé avec ⅓ de son poids d'acide sulfurique.

1306. L'éther benzoïque est liquide, oléagineux; son odeur est faible; il est plus dense que l'eau; insoluble dans l'eau froide, un peu soluble dans l'eau chaude; très-soluble dans l'alcool; décomposable par la potasse. S'obtient en distillant un mélange de deux parties d'acide benzoïque, quatre d'alcool et une d'acide hydro-chlorique; il ne se dégage que peu d'éther benzoïque; cet éther reste presque en totalité dans la cornue, au-dessous d'une couche d'acides benzoïque et hydro-chlorique et d'alcool; on les sépare par des lavages à l'eau chaude et on purifie l'éther par une dissolution de potasse.

1307. Si on fait chauffer six parties d'acide oxalique avec sept parties d'alcool et deux parties d'acide sulfurique, jusqu'à ce qu'il commence à se dégager de l'éther, il reste dans la cornue une matière brune, qui lavée avec de l'eau, donne une matière semblable à l'éther benzoïque, et qui est formée d'alcool et d'acide oxalique.

1308. En traitant de même les acides citrique et malique, on obtient des produits semblables, mais qui sont inodores et fixes. L'acide tartrique, traité de même par l'acide sulfurique et l'alcool, forme un éther; mais comme il est très-soluble dans l'eau et l'alcool, on ne peut le séparer de l'acide et de l'alcool en excès par l'eau; il faut traiter par la potasse le résidu renfermant l'éther, afin de saturer l'acide: faire concentrer, dissoudre dans l'alcool et évaporer: on obtient une matière sirupeuse qui ne précipite point l'hydro-chlorate de chaux, et qui est formée d'alcool, d'éther tartrique et de sulfate de potasse.

Des Vernis.

Les vernis sont des liquides composés de résines en dissolution dans des substances volatiles ou siccatives. On les dépose en couches minces sur les corps que l'on veut préserver de l'action des agens extérieurs, où que l'on veut rendre polis et brillans; la substance volatile se dégage, et laisse une couche mince, résineuse, transparente et plus ou moins dure suivant la nature de la résine employée. Les vernis peuvent se ranger en trois grandes classes: les vernis à l'alcool, les vernis à l'essence, et les vernis à l'huile de lin, qu'on désigne sous le nom de vernis gras: dans les vernis à alcool et à l'essence, les résines les plus employées sont le mastic, la sandaraque et la gomme laque; dans les vernis gras, c'est ordinairement le copal. La préparation des vernis, leur mode d'application sur les différens objets,

forment une branche importante de l'industrie; nous ne pouvons à cet égard entrer dans les détails qui seraient nécessaires; nous renvoyons à l'ouvrage de Watin et de Tingry.

§ V.

Substances Végétales Azotées.

1309. Les substances végétales azotées dont les propriétés sont bien connues, sont au nombre de deux:

Le Gluten

Et le Ferment.

Du Gluten.

1310. Le gluten, découvert par M. Beccaria, chimiste italien, est une substance qui existe dans plusieurs graines céréales, le seigle, le froment, mêlé avec de l'amidon, du sucre, de l'albumine, du mucilage, etc. Pour obtenir le gluten pur, il faut faire une pâte de farine de froment, et la malaxer sous un filet d'eau, jusqu'à ce que l'eau cesse d'être trouble: l'eau dissout ou entraîne toutes les substances étrangères.

Le gluten ainsi obtenu est une substance blanche, grisâtre, d'une odeur spermatique, insipide, molle, très-ductile et susceptible de s'étendre comme une membrane. Soumis à l'action d'une douce chaleur, le gluten abandonne l'eau qu'il renfermait, diminue de volume, se dessèche et devient imputrescible. Chauffé plus fortement, il se décompose, donne les mêmes produits que les matières animales et laisse un charbon volumineux. Il est soluble dans les alcalis et la plupart des acides, et insoluble dans l'eau, l'alcool, les huiles et l'éther; l'eau bouillante le transforme en une matière spongieuse, peu élastique; desséché à l'air, il se conserve; exposé dans un air humide, il se putréfie. D'après M. Proust, si l'on place du gluten sous l'eau, il se gonflera et ne laissera dégager pendant plusieurs jours que de l'acide carbonique et du gaz hydrogène; lorsque le dégagement du gaz a cessé, la matière est molle, filante, acidule et sans odeur putride; si alors on met cette matière sous une petite couche d'eau dans un bocal

fermé par une lame de verre, la pâte se ramollira de plus en plus, formera une bouillie liquide; il se dégagera de l'ammoniaque, de l'acide acétique, et il se produira deux substances qui sont aussi des produits du *caseum*, et que l'on désigne sous le nom d'*oxide caséeux* et d'*acide caséique*; mais si le vase était découvert ou fermé par une feuille de papier, la matière se dessécherait et prendrait l'aspect et l'odeur du vieux fromage.

1311. Le gluten joue un très-grand rôle dans la panification; en effet, c'est le gluten qui donne à la farine la propriété de faire pâte avec l'eau; et qui, par son élasticité, empêche le dégagement de l'acide carbonique provenant de la fermentation alcoolique que l'introduction du ferment détermine dans la pâte, en agissant sur le sucre et l'amidon qu'elle renferme. La pâte fermentée est alors composée d'un grand nombre de bulles d'acide carbonique; par la cuisson, ces bulles de gaz augmentent de volume et produisent cette porosité du pain, qui lui donne de la légèreté et de la blancheur.

Du Ferment.

1312. Le ferment est une matière solide qui se réunit en flocons à la surface de tous les liquides qui éprouvent la fermentation alcoolique, ou se précipite durant cette opération; c'est ordinairement de la fermentation de la bière qu'on l'extrait. On le lave à grande eau dans des sacs de toile, et on le fait sécher à une douce chaleur pour le conserver.

1313. Le ferment de bière est d'un blanc grisâtre à l'état pâteux; abandonné dans un vase fermé, à la température de 15 à 20°, il éprouve en peu de jours la fermentation putride; mis en contact à cette température avec l'oxigène, il l'absorbe et dégage de l'acide carbonique, mais qui ne renferme pas tout l'oxigène absorbé, de sorte qu'il est probable qu'il se forme de l'eau. A une douce chaleur, il se dessèche, perd plus des $\frac{2}{3}$ de son poids et peut alors se conserver indéfiniment. Il est insoluble dans l'eau et l'alcool; la chaleur de l'eau bouillante lui fait perdre pendant plusieurs jours la propriété de faire fermenter les dissolutions de

sucre. Le ferment est employé pour déterminer la fermentation panaire et la fermentation de la fécule de pomme de terre. Nous rapporterons à l'article *fermentation vineuse* les nouvelles observations de M. Colin sur le ferment.

Les végétaux présentent encore plusieurs substances très-azotées, analogues à l'albumine et au caséum ; mais elles n'ont point été suffisamment examinées.

§ VI.

Des Matières Colorantes.

1314. Les matières colorantes sont très-nombreuses, elles se rencontrent dans toutes les parties des plantes ; il n'en est qu'un très-petit nombre qu'on est parvenu à isoler complètement. La plupart de ces matières sont insipides et inodores, un grand nombre sont solubles dans l'eau, quelques-unes seulement dans l'alcool ; les alcalis et les acides se combinent avec presque toutes et en changent la nuance. Le chlore les détruit toutes sans retour. Presque tous les oxides et les sous-sels se combinent avec les matières colorantes et forment des composés insolubles qu'on désigne sous le nom de *Laques :* on les obtient ordinairement en versant une dissolution d'alun dans une dissolution de la matière colorante et précipitant l'alumine par un alcali. Toutes se ternissent par le contact des rayons solaires et de l'air humide, quelques-unes même perdent entièrement leur teinte.

1315. Les matières colorantes qui ont été obtenues à l'état de pureté, sont :

L'Hématine.	Le Principe colorant du Safran.
Le Rouge du Carthame.	La Carmine.
L'Indigo.	

1316. L'*Hématine*, découverte par M. Chevreuil, existe dans le bois de campêche; on l'obtient en faisant évaporer à siccité une décoction de bois de campêche, mettant le résidu en contact pendant 24 heures avec de l'alcool à 36°, filtrant la liqueur, évaporant en consistance sirupeuse, ajoutant une petite quantité d'eau ; évaporant de nouveau et abandonnant la liqueur à elle-même, l'hématine se dépose en cristaux que l'on purifie par des lavages à l'alcool. L'hématine ainsi obtenue est d'un blanc rosé ; sa saveur est astringente, amère, âcre ; l'eau bouillante la dissout et

se colore en rouge orangé qui devient jaune par le refroidissement; les acides la font passer au jaune, puis au rouge; l'acide sulfureux, par un contact prolongé, détruit cette matière colorante. Les alcalis, suivant qu'ils sont en dissolutions plus ou moins concentrées, la font passer au pourpre, au bleu violet, au rouge brun, ou au jaune brun; lorsqu'elle a pris les deux dernières nuances, la matière colorante est altérée et ne peut plus revenir par les acides; l'hydrogène sulfuré la fait tourner au jaune sans l'altérer, car les alcalis lui rendent sa teinte initiale. Les protoxides de plomb, d'étain et d'antimoine, l'oxide de bismuth, le tritoxide de fer, les hydrates de cuivre et de nickel, l'oxide de zinc et son hydrate, s'unissent à l'hématine et la colorent en un bleu plus ou moins violet. Le deutoxide d'étain agit sur elle à la manière des acides : elle précipite la gélatine en flocons violets. C'est un très-bon réactif pour reconnaître la présence des acides.

1317. *Couleur rouge du carthame.* Cette matière colorante est renfermée dans la fleur du *carthamus tinctorius* que l'on cultive en Espagne, en Égypte et dans quelques contrées du Levant. Pour en extraire la matière colorante rouge, on lave la fleur à grande eau à l'effet d'enlever la matière colorante jaune; lorsque l'eau ne se colore plus, on fait macérer la fleur à froid dans cinq ou six parties d'eau, dans laquelle on a fait dissoudre un poids égal au sien de sous-carbonate de soude; on filtre, on verse dans la liqueur un excès de jus de citron : la matière colorante se précipite lentement, on la reçoit sur du coton avec lequel elle se combine facilement; le coton est lavé pour enlever une petite quantité de matière colorante jaune, traité par une dissolution alcaline, qui redissout la matière colorante rouge, et on précipite de nouveau par du jus de citron : la matière colorante se dépose, en la faisant sécher elle prend l'aspect cuivré. Elle est très-employée pour teindre les cotons et les soies; mêlée avec du talc en poudre fine, elle constitue le rouge de toilette.

1318. *De l'Indigo.* L'indigo est une matière solide, bleue, insoluble dans l'eau et l'éther, un peu soluble dans l'alcool bouillant, mais il s'en sépare par le refroidissement; chauffé dans un vase fermé, une partie se décompose, l'autre se volatilise et donne des cristaux pourpres qui s'attachent à la partie moyenne du creuset. Le chlore le détruit subitement. L'acide sulfurique concentré le dissout à l'aide d'un douce chaleur et dans l'intervalle de quelques heures; dans cette opération l'indigo est altéré, car il acquiert la propriété de se dissoudre dans plusieurs réactifs qui étaient sans action sur lui, et il perd la propriété de se volatiliser. L'acide nitrique décompose vivement l'indigo. L'acide hydro-chlorique ne l'attaque

point à la température ordinaire, mais à l'aide de la chaleur, il en décompose une petite quantité qu'il dissout ; les alcalis paraissent agir de la même manière. L'indigo traité par les matières désoxigénantes, passe au jaune, devient soluble dans l'eau et surtout dans les dissolutions alcalines ; l'indigo désoxigéné, exposé à l'air à la température ordinaire, en absorbe l'oxigène et recouvre sa couleur et toutes ses propriétés primitives. On peut désoxigéner l'indigo, 1° au moyen de l'hydrogène sulfuré ; l'action a lieu à la température ordinaire ; l'opération exige plusieurs jours et doit être faite en vase clos ; 2° avec l'hydro-sulfure d'ammoniaque ; 3° avec une dissolution de protoxide d'étain dans la potasse ; 4° par un mélange de proto-sulfate de fer et de chaux : il faut employer deux parties de sulfate de fer, deux de chaux, une d'indigo, cent cinquante d'eau, et exposer le mélange pendant plusieurs heures à la température de 40 à 45° ; 5° par l'orpiment et la potasse : il faut employer huit parties d'orpiment, six d'alcali, huit d'indigo et cent d'eau, et favoriser l'action par la chaleur ; 6° en versant de la limaille de fer ou de zinc dans une dissolution d'indigo par l'acide sulfurique. Dans le premier et le second mélange, l'indigo est désoxigéné par l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique ; dans le troisième, par le protoxide d'étain qui passe à l'état de deutoxide ; dans le quatrième, par le protoxide de fer, qui passe à l'état de deutoxide ou de peroxide ; dans le cinquième, par le soufre et l'arsenic, qui passent le premier à l'état d'acide sulfureux, le second à l'état d'oxide, et dans le sixième, par l'hydrogène à l'état de gaz naissant.

1319. L'indigo ne s'est encore rencontré que dans un petit nombre de plantes appartenant aux genres *indigofera*, *isatis* et *nerium* ; c'est des *indigofera*, plantes annuelles de la famille des légumineuses, qu'on l'extrait ordinairement en Chine, aux Indes, à Madagascar, en Égypte et en Amérique. Pour en séparer l'indigo, on coupe les feuilles à l'époque de la maturité, on les lave et on les met dans des réservoirs avec de l'eau, on les maintient au-dessous de ce liquide par des planches chargées de poids : la fermentation s'établit, la liqueur devient verte ; on la fait écouler alors dans des cuves placées au-dessous de celle de fermentation, et on y ajoute de la chaux : l'indigo se précipite, on le lave par décantation

et on fait sécher. Par un procédé semblable, on peut obtenir de l'indigo du pastel, *isatis tinctoria* ; mais il faut laver cet indigo avec de l'acide hydro-chlorique faible pour dissoudre de la matière colorante jaune qui se précipite avec lui. On distingue dans le commerce trois espèces d'indigo ; l'indigo flor ou de guatimala , l'indigo cuivré et celui de la Caroline. Tous renferment des matières étrangères , de la gomme , de la résine , de l'oxide de fer , de l'alumine , de la silice , une matière verte et de l'extractif. Le premier est le moins impur et le plus estimé ; d'après l'analyse qu'en a faite M. Chevreul , il ne renferme que 0,45 d'indigo pur. On peut obtenir de l'indigo pur , 1° en traitant celui du commerce successivement par l'eau , l'alcool et l'acide hydro-chlorique ; 2° en sublimant l'indigo ordinaire dans un vase fermé ; 3° en exposant à l'air une dissolution d'indigo désoxigéné , enlevant les écumes bleues qui s'y forment et les lavant à grande eau. L'indigo purifié par sublimation est composé , d'après MM. Royer et Dumas , de 73,26 de carbone , de 13,81 d'azote , de 10,43 d'oxigène et de 2,50 d'hydrogène.

1320. *Principe colorant du Safran.* La matière colorante du safran s'obtient, suivant MM. Bouillon-Lagrange et Vogel, en évaporant en consistance d'extrait, l'infusion aqueuse des stigmates du safran, traitant par l'alcool, filtrant et évaporant à siccité. Le résidu, considéré par ces chimistes comme le principe colorant du safran, a une odeur suave, une saveur amère; par la distillation, il donne de l'ammoniaque. Il est soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans les huiles, peu soluble dans l'éther ; il se combine avec la chaux, la barite et la potasse. En dissolution dans l'eau, le chlore le blanchit subitement, les rayons solaires agissent de même ; l'acide sulfurique lui donne une teinte bleue et ensuite lilas, et l'acide nitrique une teinte verte ; le sulfate de fer y forme un précipité brun foncé ; l'acétate acide de plomb ne le trouble point.

1321. *De la Carmine.* La carmine est une matière colorante qui n'existe que dans la cochenille, insecte du genre *coccus*. Pour l'extraire, MM. Pelletier et Caventou emploient le procédé suivant : on traite la cochenille par l'éther à la température de l'ébullition, jusqu'à ce qu'il cesse d'être coloré : on dissout ainsi une matière grasse; ensuite on met le résidu en contact à plusieurs reprises avec l'alcool dans le digesteur de M. Chevreul , pour élever la température au-dessus de celle de l'ébullition dans les vases ouverts, on réunit les décoctions, et par l'évaporation spontanée, la carmine se précipite en petits grains d'un beau rouge : comme ils

renferment encore un peu de matière grasse et de matière animale, on les traite à froid par l'alcool très-concentré, qui dissout la carmine et un peu de matière grasse: en ajoutant un volume d'éther égal à celui de l'alcool, la carmine pure se précipite.

1322. La carmine est en petits cristaux d'un rouge pourpre, fusibles à 50°, très-solubles dans l'eau, peu solubles dans l'alcool, insolubles dans l'éther et les huiles; le chlore la décompose instantanément; l'iode et les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique la décomposent en peu de temps. Sa dissolution aqueuse ne cristallise point par la concentration; les acides la font tourner au rouge vif et au jaune, les alcalis au violet: la matière colorante n'est point altérée et revient à sa teinte primitive, en saturant l'acide ou l'alcali; cependant le contact prolongé de la soude ou de la potasse la dénature sans retour; l'alumine en gelée en précipite une laque d'un beau rouge, qui devient violette à la température de l'ébullition: l'acétate de plomb, l'hydro-chlorate de protoxide d'étain et le proto-nitrate de mercure, y forment un précipité violet, le deuto-nitrate un précipité écarlate. Le nitrate de plomb, les sels de cuivre, de barite, de strontiane et de chaux, la font virer au violet; les sels de potasse, de soude, d'alumine au cramoisi; l'hydro-chlorate de deutoxide d'étain lui donne un rouge très-vif. L'azote n'entre point dans sa composition.

De la Teinture.

1323. L'art de la teinture a pour objet de fixer les matières colorantes sur certaines substances, qui sont ordinairement les fils ou les tissus de coton, de chanvre, de lin, de laine ou de soie. Les opérations que l'on fait subir aux fils ou aux tissus sont au nombre de quatre. La première a pour objet de leur enlever certaines substances étrangères, la seconde de les blanchir, la troisième de les combiner avec des matières qui ont une grande affinité pour les matières colorantes, et que l'on désigne sous le nom de mordans; enfin, la dernière a pour but de précipiter sur elles les matières colorantes.

Préparation des Fils et des Tissus.

1324. Cette préparation préliminaire prend le nom de décreusage quand il s'agit du coton, du lin, du chanvre ou de la soie, et de dessuintage quand il s'agit de la laine.

1325. Le décreusage des fils et tissus végétaux a pour objet d'enlever les matières étrangères qu'ils renferment naturellement, et le paron qui y a été introduit; on l'exécute

en faisant bouillir ces matières pendant deux heures avec $\frac{1}{100}$ de potasse, rendue caustique par la chaux, et dissoute dans une quantité suffisante d'eau. On se contente quelquefois de les mettre en contact pendant 24 heures avec une lessive ordinaire. Le décreusage de la soie a pour objet d'enlever une grande quantité de gomme et de matière colorante jaune qu'elle renferme naturellement; la soie écrue jaune contient 0,23 de gomme, $\frac{1}{200}$ à $\frac{1}{300}$ d'une matière analogue à la cire, et $\frac{1}{55}$ à $\frac{1}{60}$ de matière colorante. La soie écrue blanche présente moins de substances étrangères. Le décreusage des soies destinées à recevoir des couleurs foncées, se pratique en faisant bouillir la soie avec $\frac{1}{4}$ de son poids de savon pendant quatre heures; le décreusage de celle qui est destinée au blanc ou aux couleurs claires, s'exécute en deux opérations; la première, qui porte le nom de dégommage, consiste à faire bouillir la soie pendant quinze minutes avec $\frac{1}{3}$ de savon, et la seconde, qui porte le nom de cuite, est semblable à la première, et n'en diffère qu'en ce que l'ébullition est soutenue pendant quatre heures.

1326. Le dessuintage a pour objet d'enlever à la laine une matière étrangère qu'elle renferme naturellement, et que l'on désigne sous le nom de *suint*; elle est formée de savon à base de potasse, de sous-carbonate, d'acétate et d'hydro-chlorate de potasse, de chaux et d'une matière animale à laquelle le suint doit son odeur. Le suint forme les $\frac{2}{3}$ des laines mérinos et seulement $\frac{1}{4}$ des laines ordinaires. Le dessuintage s'exécute en faisant bouillir les laines dans de l'eau pure, à laquelle on ajoute quelquefois de l'urine ou du savon et en lavant à l'eau courante.

Blanchîment.

1327. *Blanchîment des Fils et Tissus Végétaux.* Autrefois on blanchissait ces substances en les exposant sur des prés à l'action du soleil et de la rosée, et les lessivant de temps en temps. La méthode que nous allons décrire succinctement, et que l'on doit à M. Berthollet, est beaucoup plus prompte, et lorsqu'elle est bien conduite, conserve davantage la force des fils et des tissus.

1328. La matière colorante des substances dont il s'agit est insoluble dans l'eau, mais en absorbant l'oxigène, ou en perdant son hydrogène, elle devient soluble dans les alcalis. Ainsi en traitant successivement les matières qui la contiennent par le chlore et la potasse, on dissoudra toute la matière colorante. Une seule immersion dans le chlore n'est pas suffisante, parce que la matière colorante, même lorsqu'elle a été dénaturée par le chlore, étant insoluble dans l'eau, les couches supérieures préservent les couches inférieures de l'action du chlore. Les dissolutions de chlore ne doivent pas être trop fortes, afin qu'elles n'attaquent pas le tissu; elles doivent être telles qu'une mesure décolore une mesure et demie de dissolution

d'indigo, faite avec 1 partie d'indigo et 7 parties d'acide sulfurique, étendu dans 992 parties d'eau. Après chaque lessive, il faut laver à grande eau, et après la dernière, il faut immerger dans de l'eau renfermant 1/60 d'acide sulfurique, pour dissoudre une petite quantité de fer qui conserve aux matières blanchies une teinte jaunâtre. On a substitué avec avantage le chlorure de chaux aux dissolutions de chlore.

1329. *Blanchîment de la Soie et de la Laine.* Lorsque ces matières ont été décreusées, on leur donne le dernier degré de blancheur au moyen de l'acide sulfureux. On exécute cette opération en suspendant la soie et la laine dans des chambres hermétiquement fermées, dans lesquelles on brûle du soufre.

Des Mordans.

1330. Les mordans sont, comme nous l'avons dit, des matières qui ont la propriété de s'unir aux substances que l'on veut teindre et qui augmentent leur affinité pour les matières colorantes; on en connaît un grand nombre, mais on n'emploie ordinairement que l'alun, l'acétate d'alumine, la noix de galle et l'hydro-chlorate d'étain. Celui qui est le plus généralement usité, c'est l'alun: pour la teinture sur laine, on peut employer tous les aluns; mais pour les couleurs claires sur soie et sur coton, il faut se servir d'alun très-pur, renfermant moins d'un demi-millième de son poids de sulfate de fer; autrement les couleurs seraient altérées, le jaune passerait au verdâtre.

1331. L'alunage de la soie se fait à froid, en laissant cette substance pendant 24 heures dans de l'eau, renfermant 1/60 d'alun; à chaud elle en absorberait moins et perdrait de son brillant. L'alunage de la laine se fait à l'ébullition dans de l'eau, tenant en dissolution 1/4 d'alun, et souvent un peu de crème de tartre. L'alunage du coton et du chanvre se fait ordinairement en laissant séjourner ces matières pendant 24 heures dans de l'eau tiède renfermant 1/4 d'alun. Le coton pourrait s'aluner au bouillon comme la laine.

Fixation des couleurs sur les Fils et les Tissus.

1332. La matière colorante, quelle que soit sa nature, doit être en dissolution, et il faut agiter continuellement les fils et les tissus, afin que leur teinte soit uniforme. Les soies se teignent toujours à la température de 30 à 75°; une température plus élevée enlèverait une partie du mordant. Les laines se teignent au bouillon; le lin et le chanvre, à la même température que la soie; le coton peut se teindre au bouillon.

1333. *Teintures en rouge.* Les teintures en rouge s'obtiennent avec la garance, la cochenille, la laque d'ye, le bois de Brésil et le carthame.

1334. La garance est la racine d'une plante que l'on cultive en Orient et en France; elle renferme une grande quantité de matière colorante fauve; elle est employée: 1° pour donner à la laine une teinte rouge peu éclatante, en faisant chauffer de la laine alunée dans un bain renfermant un poids égal de garance, et au coton un rouge très-vif, connu sous le nom de *rouge d'Andrinople*. Les procédés de teinture du rouge d'Andrinople sont très-compliqués (voyez l'*Art de la Teinture de M. Chaptal*). MM. Gonin sont parvenus à obtenir sur la laine, au moyen de la garance, un rouge très-vif, mais qui ne résiste pas bien au soleil. D'après M. Roard, en traitant la garance par l'eau chargée de sous-carbonate de soude, pour dissoudre la matière colorante fauve, et ensuite par l'hydro-chlorate d'étain, on obtient un bain qui donne un très-beau rouge à la laine et à la soie alunée. Suivant M. Mérimé, on obtient avec la garance une très-belle laque, en la traitant par l'eau à froid jusqu'à ce que l'eau ne se colore plus, mettant le résidu en contact pendant vingt-quatre heures avec une dissolution d'alun, filtrant et précipitant par la soude ou la potasse. Les rouges de garance sont solides en général; le rouge d'Andrinople est une des couleurs les plus solides que l'on connaisse.

1335. On connaît plusieurs espèces de bois de Brésil: le plus estimé est celui de Fernambouc; il est employé pour donner un rouge vif à la laine et pour faire de faux cramoisis sur soie; dans l'un et l'autre cas, on emploie 1/6 de bois; on teint la laine au bouillon, la soie à 30 ou 60°, et on avive par le sel d'étain; la laine est lavée après le bain, et la soie est passée à une dissolution alcaline. D'après M. Dingler, on peut employer les bois de qualité inférieure en épurant le bain avec du lait écrémé: la matière caséeuse en se coagulant entraîne la matière colorante fauve.

1336. La cochenille est un petit insecte qui croît sur plusieurs espèces de cactus; on en connaît deux variétés, la *cochenille mestèque* et la *cochenille sylvestre*; la première est la plus estimée, elle vient du Mexique; l'autre se trouve encore à Saint-Domingue, à la Jamaïque et au Brésil. La cochenille est composée de carmine, d'une matière animale et de matière grasse. Lorsqu'on traite la cochenille par l'eau, la carmine se dissout ainsi qu'une certaine quantité de matière animale; cette dissolution est précipitée en rouge par un grand nombre de sels neutres et par les acides; cela tient à ce que la matière animale est précipitée par ces réactifs et qu'elle entraîne avec elle la carmine, malgré la grande affinité de l'eau pour cette dernière; le précipité est beaucoup plus abondant, si la cochenille a été traitée par de l'eau alcaline, parce qu'alors elle renferme plus de matière animale. La décoction passe au cramoisi par les différens réactifs qui agissent de la même manière sur la dissolution de carmine pure. La cochenille est employée pour teindre la laine et la soie en écarlate, en cramoisi, pour faire le carmin et la laque carminée. On teint en écarlate sur laine dans deux opérations, le *bouillon* et la *rougie*. Le bouillon se forme pour 50 k de

laine avec 800 k d'eau que l'on élève à 50°, dans une chaudière de cuivre étamée; on y ajoute alors 6 k ½ de crème de tartre, 2 hectogrammes ½ de cochenille et 6 k ½ de dissolution d'étain, faite avec huit parties d'acide nitrique à 30°, une partie de sel ammoniac, une partie d'étain et deux parties d'eau, que l'on ajoute lorsque la dissolution est opérée; on laisse la laine dans la teinture bouillante pendant deux heures. La rougie se fait dans la même quantité d'eau que l'on chauffe à 100°; on y ajoute 2k,75 de cochenille et une demi-heure après, 3 k de dissolution d'étain; on maintient la température au-dessous de l'ébullition et on y laisse le drap jusqu'à ce qu'il ait pris la teinte convenable. Le dernier bain n'étant pas épuisé, on s'en sert pour obtenir des nuances plus faibles. On ajoute quelquefois au premier bain du fustet ou du cucurma pour donner un fond jaune, qui relève l'éclat du rouge. On peut obtenir le cramoisi en traitant les étoffes écarlates par l'ammoniaque; mais on obtient directement cette nuance en composant un bain qui, pour une partie de laine, est formé de vingt parties d'eau, ⅛ d'alun, ⅒ de crème de tartre, ⅒ de cochenille et d'une petite quantité de sel d'étain.

1337. La laque carminée a toujours une teinte plus ou moins violette; elle se prépare en versant une dissolution d'alun dans une décoction de cochenille et précipitant par un alcali; elle est beaucoup plus belle en employant l'alumine en gelée. Le carmin s'obtient en précipitant la décoction de cochenille par un sel acide: on emploie pour cela l'alun ou le sel d'oseille, quelquefois on y ajoute une matière colorante jaune, pour augmenter la vivacité de la couleur.

1338. Nous avons parlé (pag. 594) de la préparation de la lac-lake; on l'emploie pour teindre la laine en écarlate; les procédés sont les mêmes que pour la cochenille; on en fait maintenant un assez grand usage. (Ann. de Chim. et de Phys. t. III).

1339. *Teintures en jaune.* Dans les teintures en jaune on n'emploie ordinairement que la gaude, le quercitron et le bois jaune.

1340. La gaude (*reseda luteola*) est une plante qui croît spontanément dans toutes les parties de l'Europe; celle qui est cultivée est plus riche en principe colorant. La matière colorante de la gaude est très-soluble dans l'eau, les acides affaiblissent sa teinte, les alcalis la foncent, l'hydro-chlorate d'étain y forme un précipité jaune clair. La gaude est employée pour teindre en jaune pur, tous les fils et les tissus de matières végétales et animales; l'opération consiste à dissoudre la matière colorante dans l'eau bouillante, à passer à travers un linge et à plonger l'étoffe, préalablement alunée, dans ce bain à une température convenable; il faut ordinairement deux parties de gaude pour une de soie. Les couleurs de gaude sont très-solides.

1341. Le quercitron, écorce du *quercus nigra*, est bien plus riche en matière colorante que la gaude, car une partie de quercitron suffit pour teindre dix parties de laine. Le quercitron renferme, outre la matière colorante jaune, une matière

colorante fauve moins soluble que la première ; la décoction de quercitron se comporte avec les différens réactifs comme celle de la gaude, seulement, par l'hydro-chlorate d'étain, elle donne un précipité d'un jaune vif. La teinture avec le quercitron se fait comme avec la gaude ; cependant il faut aluner, en ajoutant au bain une quantité d'hydro-chlorate d'étain égale au quart de l'alun, porter rapidement à l'ébullition le bain colorant et teindre aussitôt.

1342. Le bois jaune (*morus tinctoria*) vient des Antilles ; sa décoction est d'un jaune rougeâtre, les alcalis la rendent presque rouge ; l'hydro-chlorate d'étain y forme un précipité d'un beau jaune ; ce bois renferme encore plus de matière colorante que le quercitron, puisqu'une partie de bois suffit pour teindre seize parties de drap ; la teinture au bois jaune se pratique comme celle de la gaude ; on avive le bain avec de la gélatine, qui précipite une matière fauve rougeâtre.

1343. D'après M. Bonsdorff, on peut obtenir sur la laine un très-beau jaune avec le fernambouc, en teignant comme à l'ordinaire et plongeant l'étoffe dans une dissolution bouillante et très-étendue de phosphate acide de chaux.

1344. On peut fixer sur les différens tissus deux couleurs jaunes minérales, l'orpiment et le chromate de plomb. Pour teindre à l'orpiment, il faut, d'après M. Braconnot, dissoudre l'orpiment dans l'ammoniaque et y plonger les étoffes ; par l'exposition à l'air, l'ammoniaque se dégage et la couleur reste fixée ; cette couleur est très-solide, mais ne résiste pas au savon. Pour fixer le chromate de plomb, il faut plonger l'étoffe pendant quelques minutes dans une dissolution faible d'acétate de plomb, laver à grande eau, faire tremper dans une dissolution très-faible de chromate de potasse, laver et plonger dans l'acide acétique. Cette couleur est inaltérable par le savon à froid, à chaud il l'affaiblit; l'acide acétique lui rend son éclat; le sous-carbonate de soude et l'acide hydro-chlorique la détruisent.

Des Teintures en bleu.

1345. Les matières employées pour teindre en bleu, sont l'indigo, l'hydro-cyanate de potasse, le campêche et le tournesol ; l'indigo seul donne des couleurs solides.

1346. *Teinture par l'indigo.* On emploie deux procédés différens. Le premier consiste à dissoudre l'indigo dans l'acide sulfurique (1318), à étendre la dissolution de 150 à 200 parties d'eau et à y plonger les tissus à une température plus ou moins élevée : le bleu que l'on obtient ainsi n'est jamais très-foncé, il porte le nom de *bleu de Saxe*. Le second procédé consiste à désoxigéner l'indigo et à le dissoudre dans de l'eau par un alcali ; on immerge les étoffes dans la cuve, elles en sortent jaunes, mais elles passent au bleu par le contact de l'air. Le bain porte le nom de *Cuve* ; on en connaît trois espèces : la cuve à la chaux et au vitriol, la cuve d'Inde et la cuve au pastel.

1347. La cuve à la chaux et au vitriol se forme avec 300 litres d'eau, 2k d'in-

digo, $2^{k},5$ de sulfate de fer, 2^{k} de chaux, et $0^{k},5$ de soude; on verse l'eau, l'indigo en poudre, la chaux éteinte, la soude et le sulfate de fer en dissolution, dans une chaudière dont on élève la température à 50°, que l'on maintient pendant vingt-quatre heures, en agitant de temps en temps. Comme, par le contact de l'air, une partie de l'indigo s'oxigène et se précipite, il faut de temps en temps ajouter du sulfate de fer et de la chaux.

1348. La cuve d'inde peut se former avec 100 seaux d'eau, 6^{k} d'indigo, 6^{k} d'alcali, 2^{k} de son et 2^{k} de garance; on fait bouillir l'eau avec l'alcali, la garance et le son, et l'on porte la liqueur et le marc dans une chaudière conique; on y verse l'indigo broyé, on agite de temps en temps, et le bain est bon à teindre après quarante-huit heures. Le contact de l'air précipitant l'indigo, il faut de temps en temps y ajouter une certaine quantité de son, de garance et d'alcali que l'on fait préalablement bouillir; le son et la garance sont les matières désoxigénantes; la garance agit encore en se combinant avec l'étoffe et en fonçant la nuance.

1349. La cuve au pastel peut se former avec 4,000 litres d'eau, 200^{k} de pastel, 6^{k} de garance, 6^{k} de son, 1^{k} de chaux, 12^{k} d'indigo trempé dans une lessive alcaline à 6°. Sa préparation et sa conduite exigeraient une foule de détails dans lesquels nous ne pouvons point entrer ici; on peut consulter à cet égard les différens traités de teinture.

1350. *Teinture en bleu par le Campêche.* Le campêche est employé pour teindre la laine en bleu, en ajoutant au bain du vert-de-gris; les proportions sont : 1/8 de bois et 1/40 de vert-de-gris. Le bain pur de campêche est aussi employé pour teindre la laine et la soie en violet.

1351. *Teinture bleue par l'hydro-cyanate de Potasse.* Ce procédé de teinture, que l'on doit à M. Raymond, est principalement appliqué à la soie; cette teinture s'exécute en plongeant la soie décreusée à la température ordinaire, dans de l'eau renfermant 1/40 de sulfate de peroxide de fer, lavant à grande eau, traitant par un bain de savon presque bouillant, lavant de nouveau et mettant l'étoffe à froid dans une dissolution faible d'hydro-cyanate de potasse acidulée; dans la première opération, la soie se combine avec le sel de fer; dans la seconde, l'alcali du savon s'empare de l'acide du sel de fer, et dans la dernière, l'oxide de fer décompose l'hydro-cyanate, et forme du bleu de Prusse qui se fixe sur le tissu.

1352. *Tournesol.* Le tournesol est une matière colorante rouge, rendue bleue par un alcali. On en connaît deux espèces dans le commerce, le tournesol en drapeaux et le tournesol en pain; le premier se fabrique à Montpellier, en empreignant des chiffons du suc de *croton tinctorium*, plante herbacée, et les exposant à la vapeur de l'urine putréfiée. Le tournesol en pain se fabrique en Hollande, en faisant fermenter le *lichen rocella* des Canaries, ou la mousse de Suède, mêlés avec de la potasse

et de l'urine; on y ajoute de la craie pour en augmenter le poids. Le tournesol est employé pour teindre le papier, c'est un très-bon réactif pour reconnaître la présence des acides.

Teinture en Noir.

1353. Les matières colorantes noires sont toujours composées de tritoxide de fer, d'acide gallique et de tannin. Pour les laines, on donne d'abord un pied bleu : le campêche donne de la vivacité à la nuance; on emploie l'oxide de fer en dissolution dans l'acide sulfurique, l'acide acétique ou l'acide pyroligneux impur. Pour teindre une partie de coton, il faut le tenir pendant deux heures dans un bain bouillant, formé de 15 parties d'eau, ⅛ de noix de galle et une égale quantité de campêche, et pendant une égale durée dans un bain presque bouillant, renfermant un excès de sel de fer. En diminuant les proportions des substances qui entrent dans le premier bain, on obtiendra toutes les nuances de gris violacé.

Teintures en couleurs composées.

1354. Les couleurs composées varient à l'infini; nous ne pouvons point entrer dans des détails qui sortent du cadre que nous nous sommes tracé, nous dirons seulement que les couleurs composées s'obtiennent souvent en plongeant l'étoffe dans plusieurs bains séparés, qui donnent chacun une teinte dont le mélange forme la nuance que l'on désire; souvent aussi on obtient les nuances par l'immersion dans un seul bain.

§ VII.

Substances Végétales peu examinées, ou dont l'existence est douteuse.

1355. Les substances dont il s'agit sont très-nombreuses; nous les rangerons, suivant M. Thénard, par ordre alphabétique.

L'Amidine.
La Bassorine.
La Cathartine.
La Cérine.
La Cytisine.
L'Esprit pyro-acétique.
L'Extractif.
La Fungine.
La Gelée.
La Gentianine.
La Gomme artificielle.
La Glu.
L'Hordéine.
L'Inuline.
Le Ligneux amilacé.
La Lupuline.
La Matière cristalline du Daphné alpina.
La Matière cristalline et sucrée de la Réglisse.
La Matière particulière de la Gomme adraganthe.
La Narcotine.
L'Oliville.
La Pipérine.
La Sarcocolle.
La Subérine.
Le Tannin.
L'Ulmine.

1356. *Amidine.* L'amidine est une substance qui se forme par la fermentation de l'empois : pour l'obtenir pure, il faut délayer la matière dans une grande quantité d'eau froide, filtrer, traiter le résidu par l'eau bouillante, filtrer de nouveau et faire concentrer jusqu'à siccité; l'amidine est d'un blanc jaunâtre, translucide ou opaque; elle est soluble dans l'eau à 60°, insoluble dans l'alcool; elle colore l'indigo en bleu.

1357. *Bassorine.* Cette matière se trouve dans certaines gommes résines; on l'obtient en traitant ces substances par l'eau, l'alcool et l'éther, le résidu est formé de bassorine et de ligneux; la bassorine se sépare facilement de ce dernier par décantation, car elle a la propriété d'augmenter de volume dans l'eau et de devenir très-légère. Elle est soluble dans les acides nitrique et hydro-chlorique très-faibles; la dissolution nitrique étant concentrée, précipite de la gomme par l'alcool : la liqueur alcoolique, évaporée, donne un résidu jaune visqueux, acide, qui devient rouge par la potasse et la chaux, sans être troublée, et dégage beaucoup d'ammoniaque par cette dernière.

1358. *Cathartine.* Cette substance, d'après MM. Lassaigne et Feneuille, est nouvelle, et c'est en elle que réside la faculté purgative du séné.

1359. *Cérine.* C'est une substance grasse, découverte par M. Chevreul dans le tissu cellulaire du liége.

1360. *Cytisine.* Cette substance a été découverte par MM. Lassaigne et Chevallier dans la graine du faux ébénier (*cytisis laburnum*). Elle ressemble à la gomme arabique; elle attire l'humidité de l'air, et agit avec une grande énergie sur l'économie animale.

1361. *Esprit pyro-acétique.* Nous l'avons examiné (1129).

1362. *Extractif.* On désigne ainsi la matière visqueuse que l'on obtient en évaporant les infusions ou les décoctions de végétaux; c'est évidemment une matière très-composée, et qui varie suivant la nature des végétaux qui la fournissent.

1363. *Fungine.* Cette substance forme, d'après M. Braconnot, la majeure partie des champignons; on l'obtient pure, en traitant les champignons par une dissolution de potasse très-faible et bouillante. La fungine est blanche, mollasse, insipide; la torréfaction lui donne l'odeur du pain grillé; elle est très-combustible; décomposée par le feu, elle donne les mêmes produits que les matières animales, et un charbon dont les cendres renferment du phosphate de chaux, des phosphates d'alumine et de fer, et du carbonate de chaux. Elle est insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, l'acide sulfurique faible, les dissolutions faibles d'alcalis; l'acide hydro-chlorique la dissout à l'aide de la chaleur; l'acide nitrique la décompose, en produisant de l'acide oxalique et deux matières grasses, l'une analogue au suif, l'autre à la cire.

1364. *Gelée.* La substance que l'on a désignée sous ce nom paraît être de l'acide pectique (1182).

1365. *Gentianine.* Cette substance, découverte par MM. Henri et Caventon, est le principe auquel la gentiane doit son amertume. Pour l'obtenir, on traite pendant deux jours la gentiane à froid par l'éther; la dissolution renferme de la gentianine, de la glu, une matière grasse, une matière odorante et un acide; on évapore à siccité et on traite par l'alcool faible, qui dissout la gentianine, l'acide et la matière odorante; on évapore à siccité; on traite par l'eau et la magnésie; on évapore à siccité pour faire dégager la matière odorante; l'excès de magnésie du résidu est saturé par une quantité convenable d'acide, parce que la magnésie peut s'unir à la gentianine; et en traitant par l'éther, la gentianine seule se dissout et cristallise en aiguilles jaunes par l'évaporation. Cette substance est très-amère, elle n'est ni acide, ni alcaline : par l'action de la chaleur, elle se décompose et se sublime en partie; projetée sur des charbons incandescens, elle donne une vapeur jaune, due à des vapeurs de gentianine qui se condensent; cette substance est soluble dans l'éther, l'alcool, les dissolutions faibles acides et alcalines; elle est très-peu soluble dans l'eau.

1366. *Gomme artificielle.* La gomme artificielle se forme par la torréfaction de l'amidon, sa fermentation, ou par l'action de l'acide sulfurique sur l'amidon et le ligneux; ces gommes sont solubles dans l'eau en toute proportion; ces dissolutions ne sont point précipitées par la noix de galle et le silicate de potasse; exposées à l'air, elles se putréfient sans devenir acides; l'acide nitrique ne les transforme point en acide mucique; celle qui a été formée par l'action de l'acide sulfurique, est précipitée par le sous-acétate de plomb : les autres ne le sont point.

1367. *Glu.* La glu est une matière verdâtre, gluante, d'une saveur amère; exposée à l'air, elle durcit; elle est très-combustible et ne paraît pas renfermer d'azote; l'eau ne la dissout point, mais elle en sépare de l'extractif, du mucilage et de l'acide acétique; elle est soluble dans les alcalis et l'éther; l'acide nitrique la transforme en acides malique et oxalique, en cire et en résine; l'alcool en sépare une résine et de l'acide acétique; le chlore la rend blanche et solide. Cette matière s'extrait de la seconde écorce du houx en la pilant, la faisant bouillir pendant plusieurs heures dans l'eau, et l'abandonnant à la cave dans des vases de terre, jusqu'à ce qu'elle devienne visqueuse.

1368. *Hordeïne.* l'hordéïne est une substance découverte par M. Proust dans la farine d'orge et de plusieurs autres semences. On l'extrait de la farine d'orge en la malaxant sous un filet d'eau; l'hordéïne se dépose avec l'amidon, on la sépare par l'eau bouillante et par des lavages. L'hordéïne est en poudre jaune, ressemble à de la sciure de bois; elle ne paraît pas renfermer d'azote. Elle est insoluble dans l'eau et l'alcool; l'acide nitrique la transforme en acides acétique et oxalique; il se forme en même temps une matière jaune amère.

1369. *Inuline.* L'inuline, découverte par M. Rose dans l'*inula helenium*, et trouvée

par MM. Pelletier et Caventon dans la racine de colchique, et par M. Ganthier dans la racine de pyrèthre, est une substance blanche, pulvérulente, soluble dans l'eau chaude, d'où elle se précipite par le refroidissement et par l'alcool ; traitée par l'acide nitrique, elle se transforme en acides malique et oxalique. Lorsqu'on fait bouillir dans de l'eau un mélange d'amidon et d'inuline, si le premier est dominant, l'inuline ne se dépose pas par le refroidissement ; dans le cas contraire, l'inuline entraîne un peu d'amidon. Pour reconnaître la présence de l'inuline mêlée avec une grande quantité d'amidon, il faut verser de l'infusion de noix de galle dans l'infusion amilacée et faire chauffer ; il se formera un précipité qui se dissoudra à 100°, et à 50 si l'amidon est pur. On obtient l'inuline en faisant bouillir de la racine d'Aunée avec trois ou quatre fois son poids d'eau ; l'inuline se dépose par le refroidissement.

1370 *Ligneux amilacé.* Cette substance se forme dans la fermentation de l'amidon ; pour l'obtenir, il faut traiter le résidu successivement par l'eau froide, l'eau chaude, l'eau chargée de $\frac{1}{2}$ d'acide sulfurique, et enfin par une lessive de potasse qui dissoudra le ligneux amilacé, que l'on précipitera par un acide. Cette substance est en poudre, jaune, légère, combustible ; par la dessiccation elle devient noire et brillante comme du jayet.

1371. *Lupuline.* Cette substance, découverte par M. W. Yves, de New-Yorck, existe dans le houblon, qui lui doit ses propriétés.

1372. Nous examinerons la matière cristalline du *daphne alpina* et la matière sucrée de la réglisse, lorsqu'il sera question des substances qui les contiennent.

1373. *Matière particulière de la gomme adraganthe.* La gomme adraganthe renferme 0,43 d'une matière insoluble dans l'eau froide, qui lui donne l'aspect d'une gelée épaisse, soluble dans l'eau chaude et qui acquiert alors la propriété de se dissoudre à froid dans l'eau ; on l'obtient en traitant la gomme adraganthe par l'eau.

1374. *Narcotine.* Il en sera question quand nous parlerons de l'*opium.*

1375. *Pipérine.* Cette substance existe dans le poivre. M. Œstaedt, à qui on en doit la découverte, l'avait regardée comme une base salifiable ; mais, d'après M. Pelletier, elle se rapproche beaucoup plus des résines.

1376. *Olivile.* L'olivile, découverte par M. Pelletier, existe dans la gomme d'olivier ; on l'obtient en dissolvant cette gomme dans l'alcool, et abandonnant la dissolution à l'évaporation spontanée ; l'olivile cristallise en aiguilles aplaties qui renferment de la résine, que l'on enlève par l'éther. Cette substance est sans odeur, fusible à 70° ; brûle difficilement, se décompose sans donner d'ammoniaque ; elle est soluble dans l'eau bouillante, se précipite par le refroidissement en laissant long-temps la liqueur laiteuse ; l'alcool et l'acide acétique en dissolvent une grande quantité, la dissolution alcoolique est précipitée par l'eau ; l'éther ne la dissout point, non plus que les huiles à froid ; les alcalis en favorisent la dissolution dans l'eau ; l'acide

la dissont en prenant une teinte rouge, et la décompose en formant de l'acide oxalique. L'acétate de plomb est la seule matière saline qui précipite la dissolution aqueuse d'olivile.

1378. *De la Sarcocolle.* La matière que l'on trouve dans le commerce sous ce nom, exsude du *penœa sarcocolla*, arbrisseau de l'Amérique Septentrionale; elle est en petits globules jaunes, d'une odeur d'anis; suivant M. Thomson, elle renferme une substance particulière, que l'on obtient en faisant évaporer la dissolution aqueuse ou alcoolique de *sarcocolla*; elle est brune, cassante, d'une saveur sucrée et amère; sur des charbons incandescens, elle se ramollit et exhale une odeur de caramel; elle a beaucoup d'analogie avec le suc de réglisse.

1379. *Subérine.* M. Chevreul a donné ce nom à la matière qui constitue le tissu cellulaire du liége.

1380. *Tannin.* Le tannin est une substance dont les propriétés caractéristiques sont d'être soluble dans l'eau, astringente, et de précipiter les dissolutions de gélatine en une matière imputrescible. Le tannin existe dans la *noix de galle*, le *cachou*, la *gomme kino*, le *thé* et un grand nombre d'écorces et de fruits.

1381. La noix de galle est une excroissance produite par la piqûre d'un insecte aux feuilles du chêne, pour y déposer ses œufs. Elle renferme beaucoup d'acide gallique et de tannin; jusqu'ici on a proposé un grand nombre de procédés différens pour en extraire le tannin pur; aucun n'a réussi complètement. Le plus simple consiste à verser de la chaux dans une infusion de noix de galle, à laver le dépôt et à le traiter par les acides nitrique ou hydro-chlorique étendus : ces acides s'emparent de la chaux et laissent une substance noire renfermant le tannin uni à une petite quantité de l'acide employé. Le tannin est une substance brune, solide, cassante, astringente, soluble dans l'eau, d'où elle se sépare par l'évaporation en pellicules; elle est insoluble dans l'alcool. Le tannin se combine avec presque tous les oxides métalliques et forme des composés insolubles avec tous ceux qui sont peu solubles; il forme aussi des combinaisons insolubles avec les acides sulfurique, hydro-chlorique et arsénique. La dissolution de tannin précipite un grand nombre de sels des cinq derniers ordres; avec les sels de cuivre, elle donne un précipité olive, jaune avec ceux de mercure, bleu avec ceux de deutoxide de fer, et gris noir avec ceux de tritoxide.

1382. Le cachou est un extrait fait avec le bois du *mimosa catechu*, qui croît dans l'Indostan; on en sépare le tannin en traitant cette matière par l'alcool qui dissout le tannin et l'extractif, évaporant à siccité et traitant par l'eau froide; l'eau ne dissout que le tannin. Le tannin de cachou diffère de celui de noix de galle, en ce qu'il est soluble dans l'alcool, et donne des précipités olives avec les sels de fer.

1383. Le tannin de la gomme kino, du sumac et des écorces, diffère peu des deux espèces que nous venons d'examiner : ceux des écorces d'arbres paraissent identiques.

1384. Les tannins artificiels s'obtiennent en traitant le charbon de terre, l'indigo et les résines par l'acide nitrique, ou le camphre et les résines par l'acide nitrique. Pour obtenir du tannin artificiel avec du charbon de terre, il faut faire chauffer une partie de charbon avec cinq parties d'acide nitrique étendu de deux fois son poids d'eau, laisser digérer pendant deux jours, ajouter une nouvelle quantité d'acide, laisser agir jusqu'à ce que le charbon soit dissous, et évaporer à siccité; on obtient plus d'une partie de tannin artificiel. Le tannin artificiel jouit des mêmes propriétés physiques et chimiques que le tannin naturel; seulement il n'est pas décomposé par l'acide nitrique, et il est composé d'une matière charbonneuse et d'un acide; il est très-probable que plusieurs tannins naturels ont une composition semblable, car le tannin des écorces n'a jamais pu être obtenu sans acide gallique.

1385. Les usages du tannin sont très-importans; mêlé avec l'acide gallique et combiné avec les sels de fer, il est employé pour faire l'encre et toutes les teintures en noir; combiné avec la gélatine des peaux, il forme le cuir; l'infusion de noix de galle est un réactif très-souvent employé dans les laboratoires.

1386. *Ulmine.* L'ulmine, découverte par M. Vauquelin dans l'écorce d'orme, est, d'après M. Berzélius, une partie constituante de toutes les écorces; on peut aussi la produire en faisant chauffer parties égales de sciure de bois et de potasse (1242). L'ulmine est une matière noire, solide, brillante, insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau bouillante; très-soluble dans l'alcool et l'acide sulfurique concentré, d'où elle est précipitée par l'eau. Elle forme, avec la potasse et l'ammoniaque, des combinaisons solubles qui sont décomposées par l'eau de chaux, les acides et les sels terreux; les dissolutions d'ulmine sont précipitées en brun par les nitrates de mercure et de plomb. Les nitrates de barite et d'argent, le trito-sulfate de fer, les chlorures de sodium et de calcium et l'acétate d'alumine, précipitent les dissolutions d'ulmine, mais seulement au bout d'un certain temps.

CHAPITRE III.

Composition des parties des Plantes.

1387. Nous examinerons successivement

Le Bois.	Les Semences	Les Lichens,
Les Écorces,	Les Bulbes,	Les Champignons,
Les Racines,	Les Fruits charnus,	Et les Matières minérales
Les Feuilles,	La Sève,	que renferment les plantes.
Les Fleurs,	Les Sucs,	
Le Pollen,	Les Fucus,	

Des Bois.

1388. Les bois renferment tous une très-grande quantité de fibres ligneuses; ceux qui ne sont pas résineux en contiennent ordinairement de 0,95 à 0,96; il en est qui possèdent un ou plusieurs principes colorans, d'autres qui sont résineux, et enfin les plus nombreux ne sont ni colorans ni résineux; nous ne parlerons ici que du bois de santal rouge et des bois non résineux et non colorans, attendu que les bois résineux et les autres bois colorans ont été suffisamment examinés dans le chapitre précédent.

1389. *Bois de Santal rouge* (*pterocarpus santalinus*). Il vient des Indes Orientales; on en extrait la matière colorante en le traitant par l'alcool bouillant et faisant évaporer à siccité. Cette matière est rouge, solide, se ramollit à 100°, et se décompose ensuite sans donner d'ammoniaque; elle est peu soluble dans l'eau et les huiles grasses, et très-soluble dans l'alcool, l'éther, l'essence de lavande. L'acide sulfurique la charbonne, l'acide nitrique la transforme en acide oxalique; sa dissolution alcoolique forme avec l'hydro-chlorate d'étain un précipité pourpre éclatant, et un précipité violet avec les sels de plomb.

1390. *Bois non résineux et non colorans.* Ces bois, qui sont les plus répandus, servent pour les constructions, le chauffage et pour faire le charbon. celui que l'on soumet à la carbonisation a de $0^m,03$ à $0^m,04$ de diamètre; on le dispose en cône sur une aire circulaire autour d'un piquet vertical; lorsque le cône est formé, on le recouvre de gazon, à l'exception de quelques parties de la base destinées à laisser pénétrer l'air nécessaire à la combustion, et on enlève le piquet; en introduisant du bois enflammé dans l'espace central, la combustion s'établit; lorsqu'elle a acquis assez de développement pour que la chaleur dégagée soit suffisante pour carboniser le reste du bois, on enlève tout accès à l'air extérieur; on obtient ainsi 0,17 à 0,18 de charbon. M. Foucault a fait des perfectionnemens importans à ce mode d'opération; son procédé, pour lequel il a pris un brevet d'invention, est exécuté à Bercy; il obtient de 0,22 à 0,23 de charbon. Mais de tous les procédés de carbonisation, celui qui a lieu en vase clos est de beaucoup supérieur; cette opération est une véritable distillation

qui s'exécute dans de grandes chaudières de tôle ; on en retire de l'acide pyro-ligneux, du gaz hydrogène carboné que l'on brûle dans le foyer et 0,28 de charbon.

Des Écorces.

1391. L'écorce est composée de trois parties, l'épiderme, le parenchime et les couches corticales. L'épiderme est une membrane extérieure très-mince; le parenchime, placé au-dessous, est une matière verte renfermant un grand nombre de fibres; les couches corticales, recouvertes par le parenchime, sont formées d'un grand nombre de membranes minces posées les unes sur les autres. Les écorces contiennent beaucoup de ligneux, plusieurs renferment des substances particulières. Nous examinerons celles que l'on emploie dans les arts ou en médecine.

1392. *Écorce de Chêne.* Cette écorce renferme une grande quantité de tannin; réduite en poudre, elle est connue sous le nom de *Tan*; on l'emploie pour tanner les peaux.

1393. *Écorce du Laurus cinamomum* (cannelle). Elle vient de Ceylan et de la Guiane; elle doit son odeur et sa saveur à une huile essentielle que l'on peut extraire en distillant la décoction alcoolique de cannelle.

1394. *Écorce de Malambo.* Cette écorce, apportée par M. de Bonpland, provient d'un arbre de l'Amérique Méridionale; elle renferme une huile volatile aromatique et une matière résineuse amère, dans laquelle paraissent résider ses principales propriétés.

1395. *Écorce du Chanvre* (*canubis sativa*). Cette écorce est formée de ligneux en fibres minces et parallèles, de résine, d'une matière colorante et d'un suc glutineux, qui unit fortement l'écorce à la tige. Le rouissage auquel on soumet le chanvre pour pouvoir en enlever facilement l'écorce, s'exécute en le plaçant pendant un certain nombre de jours dans des eaux qui se renouvellent lentement : la fermentation qui se développe fait disparaître le suc glutineux et la matière colorante; il se dégage des gaz dangereux à respirer.

1396. *Écorce de Fausse Augusture* (*brucœa anti-dysenterica*). Cette écorce a été analysée par MM. Pelletier et Caventon; elle est composée d'une petite quantité de brucine unie à l'acide gallique, de matière grasse, de gomme, de sucre, d'une matière colorante jaune et de ligneux.

1397. *Écorce de Cinchona* (*quinquina* ou *kina*). Cette écorce, connue par sa propriété febribuge, vient de l'Amérique; on en connaît trois variétés : la grise, la

jaune et la rouge. Toutes renferment du ligneux, de l'amidon, de la gomme, des principes colorans et une matière grasse; en outre, le kina gris contient des kinates de cinchonine et de chaux, le jaune du kinate de quinine, et le rouge des kinates de quinine et de cinchonine.

1398. *Écorce du Daphne alpina.* Cette écorce, analysée par M. Vauquelin, contient une matière âcre, peu volatile, que plusieurs chimistes regardent comme une nouvelle base salifiable.

1399. *Écorce du Quercus suber* (liége). D'après M. Chevreul, le tissu est formé de subérine (1379) et les cavités renferment des matières colorantes astringentes et de la cérine (1359).

1400. *Ecorce de la Racine d'orcanette.* Cette écorce renferme une matière colorante rouge, que l'on obtient en traitant l'écorce par l'éther, et évaporant à siccité; cette matière colorante est en masses d'un rouge foncé à cassure résineuse. Elle fond à 60°; l'alcool, les corps gras, l'acide acétique et l'éther la dissolvent facilement; elle est presque insoluble dans l'eau; précipitée de sa dissolution alcoolique par l'eau, elle s'altère promptement et passe au bleu; l'acide sulfurique faible ne la dissout point : concentré, il la décompose; l'acide nitrique la transforme en acide oxalique; les alcalis la font passer au bleu; ses dissolutions alcooliques forment des laques avec l'acétate de plomb, l'hydro-chlorate d'étain et le sublimé corrosif.

1401. *Ecorce du Houx.* Nous l'avons examiné (2467).

Des Racines.

1402. Les racines sont ou ligneuses ou charnues : les premières renferment beaucoup de ligneux et peu de substances étrangères; les racines charnues contiennent beaucoup de mucilage, d'amidon, souvent du sucre et plusieurs autres substances : nous examinerons les racines qui sont employées dans les arts ou en médecine.

1403. *Racines d'Orchis.* Elles sont très-riches en amidon, elles servent dans le Levant à faire le salep; on prépare cette fécule en faisant bouillir dans de l'eau pendant quelques instans les turbercules d'orchis pour dissoudre la matière amère, les pilant, les faisant sécher et moudre.

1404. *Racine de Viola ipécacuanha.* Cette racine, dont on connaît plusieurs espèces, est principalement formée d'émétine, d'amidon, de gomme et de ligneux.

1405. *Racine de Convolvulus jalappa.* Cette racine est une plante indigène de la province de Xalapa dans la Nouvelle Espagne; elle est principalement formée de

résine, d'extrait gommeux, de fécule amilacée, d'albumine végétale et de ligneux; c'est à la résine qu'elle doit ses propriétés purgatives.

1406. *Racines d'Ellébore blanc et de Colchique.* D'après MM. Pelletier et Caventon, la première est formée de gallate de vératrine, d'élaïne, de stéarine, d'acide volatil, d'une matière colorante jaune, de gomme, de ligneux et d'amidon; la seconde renferme les mêmes substances et de l'inuline.

1407. *Racine de Rheum palmatum* (rhubarbe). Cette racine vient principalement de la Chine et de Moscovie. D'après M. Henry, la rhubarbe est formée d'une matière colorante jaune, d'huile douce, de fécule amilacée, de gomme, de tannin, de ligneux, d'oxalate de chaux, de sur-malate de chaux, de sulfate de chaux, d'un sel à base de potasse et d'oxide de fer. Les rhubarbes d'Orient renferment ⅓ de leur poids d'oxalate de chaux; celles de France n'en contiennent que $\frac{1}{10}$, mais beaucoup plus de tannin.

1408. *Racine de Rubia tinctorum* garance). Cette racine est composée d'une matière colorante rouge, d'une matière colorante fauve, de ligneux, d'acide végétal, de matière mucilagineuse, de matière végéto-animale, de gomme, de sucre, de matière amère, de résine odorante et de matières salines.

1409. *Racine de Gentiana lutea.* D'après MM. Henry et Caventon, elle est formée d'un principe odorant très-fugace, de gentianine, de glu, d'une huile fixe, d'un acide organique, de sucre, d'une matière colorante fauve et de ligneux.

1410. *Racine de Curcuma longa, terra merita.* Cette racine, qui vient de l'Asie, est composée, d'après M. Pelletier et Vogel, de ligneux, de fécule amilacée, d'une matière colorante jaune, d'une matière colorante brune, de gomme, d'une huile volatile très-âcre et d'hydro-chlorate de chaux. Le curcuma est employé en teinture; il fournit un jaune très-éclatant, mais peu solide.

1411. *Racine de Glycyrrhiza glabra* (réglisse). Cette racine est composée, suivant M. Robiquet, de fécule amilacée, d'albumine végétale, d'une matière sucrée, d'acides phosphorique et malique combinés avec la magnésie, d'une huile résineuse brune, d'une matière cristalline et de ligneux.

On obtient la matière sucrée en faisant bouillir la racine dans de l'eau, filtrant et versant dans la liqueur froide du vinaigre distillé; il se forme une masse gélatineuse, composée de matière sucrée, d'acide acétique et de matière animale; cette gelée étant lavée, séchée et traitée par l'alcool, on dissout le sucre seul, que l'on obtient pur par l'évaporation; cette matière est jaune sale, incristallisable : sur des charbons incandescens, elle répand une odeur de résine; l'eau bouillante la dissout et se prend en gelée par le refroidissement; elle est très-soluble dans l'alcool; elle ne se transforme pas en alcool par le ferment : l'acide nitrique la décompose sans former d'acide oxalique.

Lorsqu'on ajoute de l'acétate de plomb à la décoction de réglisse précipitée par l'acide acétique et filtrée, la matière colorante se dépose; si alors on fait passer un courant d'hydrogène sulfuré pour précipiter l'excès de plomb, la liqueur filtrée et abandonnée à elle-même laisse déposer des cristaux octaèdres gris, très-réguliers, solubles dans les acides sulfurique et nitrique, dont la potasse dégage de l'ammoniaque, qui sont peu solubles dans l'eau, et dont la dissolution n'est troublée par aucun réactif.

1412. *Racine de Jatropha manioc.* Cette racine appartient à un petit arbrisseau que l'on cultive en Amérique; elle pèse de 8 à 13 k. Elle renferme beaucoup de fécule et un principe vénéneux, qui se volatilise ou se détruit à la chaleur de l'eau bouillante. Les habitans du nouveau monde en font leur principale nourriture; ils commencent par peler la racine, ensuite ils l'enferment dans un sac d'écorce suspendu et tendu au moyen d'un seau qui comprime le sac par son poids et qui reçoit le suc qui s'écoule. Le résidu sec, pulvérisé et passé au tamis, porte le nom de *Cassave*; en la mettant en pâte et la torréfiant, ils en forment des galettes qu'ils désignent sous le nom de *Pain de cassave.*

1413. *Racines potagères.* Elles renferment beaucoup de mucilage, de sucre et d'acide pectique (1182).

Feuilles.

1414. Les feuilles sont formées d'une charpente ligneuse, recouverte d'une pulpe verte, et d'une enveloppe extérieure qu'on désigne sous le nom d'*épiderme.*

1415. *Matière colorante verte.* D'après MM. Pelletier et Caventon, on obtient cette matière colorante en exprimant le suc des plantes herbacées, lavant le marc, le traitant par l'alcool, et le résidu de l'évaporation de la liqueur, par l'eau bouillante: le dernier résidu est considéré par ces chimistes comme la matière colorante pure; elle est d'un vert foncé, incristallisable; par la chaleur elle se ramollit sans se fondre; elle est très-combustible; en la décomposant par la chaleur, elle ne donne point d'ammoniaque; elle est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, les huiles grasses. Le chlore la décompose subitement, l'iode lentement. Les acides sulfurique et acétique la dissolvent sans l'altérer; les acides hydro-chlorique et nitrique la décomposent; ce dernier ne forme point d'acide oxalique. Les sels neutres ne précipitent point sa dissolution

alcoolique, mais lorsqu'on forme un précipité dans cette dissolution, il entraîne souvent de la matière colorante ; MM. Pelletier et Caventon regardent cette substance comme nouvelle et proposent de la désigner sous le nom de *Chlorophylle*.

1416. *Feuilles du Nicotiana tabacum latifolia.* La feuille verte du tabac est formée, selon M. Vauquelin, d'albumine, d'une matière rouge soluble dans l'eau et l'alcool, d'un principe âcre, volatil, peu soluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool, d'une résine verte (1415), de fibre ligneuse, d'acide acétique, de nitrate et d'hydro-chlorate de potasse, d'hydro-chlorate d'ammoniaque, de malate acide de chaux, d'oxalate et de phosphate de chaux, d'oxide de fer, et de silice. C'est au principe âcre et volatil que le tabac doit ses propriétés. L'analyse du tabac a présenté les mêmes substances, plus du carbonate d'ammoniaque et de l'hydro-chlorate de chaux. La préparation que l'on fait éprouver aux feuilles vertes consiste à les sécher et à les faire fermenter, en y ajoutant souvent de l'eau et de la mélasse ou toute autre matière sucrée.

1417. *Feuilles de l'Atropa belladona.* Cette plante, du même genre que celle des tabacs, a une action très-énergique sur l'économie animale ; M. Vauquelin en a examiné le suc ; il renferme une matière animale qui se coagule par la chaleur, une autre soluble dans l'acide acétique ; une substance amère, nauséabonde, soluble dans l'alcool ; du nitrate, de l'hydro-chlorate et du sulfate de potasse, de l'oxalate acidule de potasse, de l'acétate de potasse et de l'acide acétique. C'est au principe amer qu'elle doit sa propriété vénéneuse ; le principe âcre du tabac ne s'y trouve pas en quantité sensible.

1418. *Feuilles du Cassia senna* (séné). Le séné, souvent employé en médecine, provient d'un arbuste qui croît en Égypte ; MM. Lassaigne et Feneuille, qui en ont fait l'analyse, l'ont trouvé composé de chlorophylle (1415), de cathartine (1358), d'une huile grasse, d'une huile volatile, d'albumine, d'un principe colorant jaune, de muqueux, d'acide malique, de malate et de tartrate de chaux, d'acétate de potasse et de sels minéraux.

Fleurs.

1419. Les fleurs renferment toujours une huile essentielle à laquelle elles doivent leur odeur, et une ou plusieurs matières colorantes. Nous avons déjà parlé des huiles essentielles; quant aux matières colorantes, on n'en a obtenu qu'un très-petit nombre ; en général les matières colorantes des fleurs bleues et violettes sont très-altérables, les acides les rougissent, et les alcalis les verdissent ; elles sont presque toujours solubles dans l'eau ; celles

de la violette, de la mauve et de la guimauve, sont employées comme réactifs. La matière colorante des fleurs rouges est aussi très-altérable, les acides les avivent, et les alcalis les jaunissent; celle du carthame est la seule qu'on ait isolé. La matière colorante des fleurs jaunes est peu altérable, les acides en affaiblissent la nuance et les alcalis la foncent. Les fleurs renferment un grand nombre d'autres substances; on n'a encore analysé que les fleurs d'orange et de carthame. (Bulletin de Pharmacie, tom. I; Ann. de Chimie, tom. XLVIII.)

Pollen.

1420. Le pollen est la matière fécondante des fleurs; un seul a été analysé, c'est celui du dattier d'Égypte; d'après MM. Fourcroy et Vauquelin, il est composé d'une matière animale très-putrescible, insoluble dans l'eau, intermédiaire au gluten et à l'albumine, de phosphate de chaux et de phosphate de magnésie.

Semences.

1421. Les semences renferment presque toujours de l'amidon, du gluten, de l'albumine et du mucilage; on y rencontre quelquefois du sucre, des huiles. Nous rapporterons la composition des diverses semences qui ont été analysées.

Composition du Seigle, d'après Einhoff.

Seigle.	
Enveloppe	930
Humidité	390
Farine	2520
	3840

Farine de Seigle.	
Albumine	126
Gluten non desséché	364
Mucilage	426
Amidon	2345
Sucre	126
Enveloppe	245
Perte	208
	3840

Composition des Farines de Froment, d'après M. Vauquelin.

	HUMIDITÉ.	GLUTEN.	AMIDON.	MATIÈRE SUCRÉE.	MATIÈRE GOMMO-GLUTINEUSE.
FARINE brute de Froment........	10	10,96	71,49	4,72	3,32
» de Méteil.................	6	9,80	75,50	4,22	3,28
» brute de blé dur d'Odessa...	12	14,55	56,50	8,48	4,90
» brute de blé tendre d'Odessa.	10	12,00	62,00	7,36	5,80
» *idem* de 2e qualité........	8	12,10	70,84	4,90	4,60
» du service, dite seconde...	12	7,30	72,00	5,42	3,30
» des Boulangers de Paris...	10	10,20	72,80	4,20	2,80
» des Hospices, 2e qualité...	8	10,30	71,20	4,80	3,60
» *idem* de 3e qualité........	12	9,02	67,78	4,80	4,60

Farine d'Orge, d'après M. Proust.

Résine jaune................	1
Extrait gommeux et sucré....	9
Gluten......................	3
Amidon......................	32
Hordéine....................	55

Farine d'Avoine blanche, d'après M. Vogel.

Fécule....................	59
Albumine..................	4,30
Gomme.....................	2,50
Sucre et principe amer....	8,25
Huile grasse..............	2.
Sels, quantité indéterminée.	

Composition du Riz, d'après M. Braconnot.

	RIZ DE CAROLINE.	RIZ DE PIÉMONT.
Eau.	5,00	7,00
Amidon..	85,07	83,80
Parenchime....................................	4,80	4,80
Matière végéto-animale........................	3,60	3,60
Sucre incristallisable........................	0,29	0,05
Matière gommeuse, voisine de l'amidon.........	0,71	0,10
Huile...	0,13	0,25
Phosphate de chaux............................	0,40	0,40
Hydro-chlorate et Phosphate de potasse, Acide acétique, Sel végétal à base de chaux, Sel végétal à base de potasse, Soufre....	Des traces.	

Composition des Pois et des Fèves, d'après Einhoff.

	Pois.	Fèves.
Matière volatile	540	600
Amidon	1265	1312
Matière végéto-animale	559	417
Albumine	66	31
Sucre	81	0
Mucilage	249	177
Matière amilacée fibreuse et enveloppe	840	996
Extractif soluble dans l'alcool	0	136
Sels	11	37,5
Perte	229	133,5

Composition des Amandes douces, d'après M. Boullay.

Eau	3,50
Pellicule	5,00
Huile fine	54,00
Albumine	24,00
Sucre liquide	6,00
Gomme	3,00
Partie fibreuse	4,00
Perte et acide acétique	0,50

Composition des Amandes amères, d'après M. Vogel.

Enveloppe	8,5
Huile grasse	28,0
Matière caséeuse	30,0
Sucre	6,5
Gomme	3,0
Fibre végétale	5,0
Huile volatile pesante.	
Acide prussique.	

L'huile volatile d'amande amère est un poison violent.

1422. Les semences de lycopodes, qu'on emploie dans les spectacles à cause de leur facile combustion pour produire de vives lumières, sont composées, d'après B. Bucholz, d'une substance insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, l'essence de térébenthine et les lessives alcalines froides, qui en forme près des 0,9, et d'huile fixe soluble dans l'alcool, de sucre et de mucilage.

1423. *La Fève de saint Ignace* (*graine du strychnos ignatia*), *la Noix vomique* (*graine du strychnos nux vomica*), sont formées d'igasurate de strychnine, de cire, d'huile concrète, de matière colorante jaune, de gomme, d'amidon, de bassorine et de fibre végétale. Le bois de couleuvre renferme les mêmes substances, excepté l'amidon et la bassorine.

1424. *La Coque du Levant*, débarrassée de son péricarpe ligneux, est formée de matière grasse, de picrotoxine, d'une matière colorante, d'albumine, d'acide ménispermique, de substance sucrée, de fibre ligneuse et de quelques sels.

1425. *La Graine du Piper nigrum* (poivre) est composée, d'après M. Pelletier, de piperine, d'huile concrète très-âcre, d'une huile volatile balsamique, d'une matière

gommeuse colorée, d'un principe extractif analogue à celui des légumineuses, d'acide malique, d'acide tartrique, d'amidon, de bassorine, de ligneux, de sels terreux et alcalins. Le poivre doit sa saveur à l'huile âcre peu volatile.

La piperine est une substance cristalline, non alcaline, et qui paraît se rapprocher des résines; elle est fusible à 100°, incolore, peu sapide, insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante; l'éther froid n'en dissout que $\frac{1}{100}$, bouillant, beaucoup plus; l'acide acétique et l'alcool la dissolvent facilement; l'eau précipite ces dissolutions; l'acide sulfurique concentré lui donne une couleur rouge de sang; l'acide hydro-chlorique la fait passer successivement au jaune verdâtre, à l'orangé et au rouge. On obtient la piperine en traitant le poivre par l'alcool, évaporant la décoction à siccité; le résidu est formé de piperine et d'une matière résineuse qu'on enlève par l'eau bouillante : lorsqu'elle ne se colore plus, on redissout dans l'alcool, et par l'évaporation spontanée la piperine cristallise.

Des Fruits Charnus.

1426. Les fruits charnus sont souvent acides; les acides qu'ils renferment ordinairement, sont les acides malique, citrique, pectique, acétique et tartrique. Ils contiennent en outre du sucre, une matière fermentescible ou capable de le devenir par le contact de l'air, du mucilage, de la fibre, une matière colorante; dans quelques-uns on rencontre encore du tannin, du gluten et de l'albumine. Jusqu'ici on n'a examiné que la pulpe du tamarin conservée dans le sucre. Cette analyse a été faite par M. Vauquelin. (Ann. de Chim., t. v.)

Des Bulbes.

1427. Les bulbes sont des tubercules qui se développent ordinairement, sur les racines des plantes, et qui peuvent produire de nouveaux individus.

1428. *Bulbes de l'allium cepa* (oignons). Ces bulbes ont été analysées par MM. Fourcroy et Vauquelin; il en résulte que l'oignon est composé d'une huile blanche, âcre et volatile, de soufre uni à l'huile qu'il rend fétide, de sucre incristallisable, de mucilage, de matière végéto-animale coagulable par la chaleur et analogue au gluten, de phosphate acide de chaux, d'acide acétique, de citrate de

chaux et de fibre ligneuse, mêlée de matière végéto-animale. Le suc d'oignon abandonné à lui-même, n'éprouve pas la fermentation vineuse; mais le sucre se transforme en mannite et en acide acétique. Le suc de carotte a présenté à M. Laugier, les mêmes phénomènes.

1429. *Tubercules du solanum tuberosum* (pomme de terre). D'après M. Vauquelin, la pomme de terre renferme 0,01 à 0,015 de parenchime pur, 0,02 d'extractif, de 0,20 à 0,28 de fécule et de 0,670 à 0,776 d'eau. Les eaux de lavage des pommes de terre écrasées renferment de l'albumine coloré qui forme les 0,007 de la pomme de terre, du citrate de chaux 0,012, de l'asparagine 0,001, une résine amère aromatique et cristalline en très-petite quantité, du phosphate de potasse et du phosphate de chaux, du citrate de chaux, de l'acide citrique, et enfin une matière azotée, qui forme les 0,005 de la pomme de terre et qui paraît nouvelle.

De la Sève.

1430. Jusqu'ici on n'a examiné qu'un très-petit nombre de sèves : nous décrirons sommairement leur composition.

1431. *La Sève d'Orme*, examinée par M. Vauquelin à la fin d'avril, avait une couleur fauve, une saveur douce; elle agissait à peine sur le tournesol; elle renfermait une grande quantité d'eau, de l'acétate de potasse, une matière végétale et du carbonate de chaux. Plus tard la sève renfermait moins de carbonate de chaux et d'acétate de potasse; si elle est abandonnée à elle-même, l'acétate de potasse se change en carbonate.

1432. *La Sève du Hêtre*, examinée par le même chimiste, avait à la fin d'avril une couleur rouge fauve, la saveur du tan et une action très-faible sur le tournesol; elle renfermait beaucoup d'eau, une petite quantité d'acétate de chaux, de potasse, d'alumine, de tannin, des matières muqueuses, de l'acide acétique et de l'acide gallique.

1433. *La Sève de Charme*, au mois d'avril, était incolore, sucrée, rougissait fortement le tournesol; elle renfermait beaucoup d'eau et une petite quantité de sucre, d'extractif, d'acide acétique et d'acétate de chaux.

1434. *La Sève de Bouleau* a les mêmes propriétés et la même composition que la précédente.

Des Sucs particuliers.

1435. Les sucs particuliers des plantes paraissent provenir des altérations que la sève éprouve dans les feuilles, et descendre des feuilles

vers les racines; ces sucs varient beaucoup dans leur composition, et par conséquent dans leurs propriétés; on peut les diviser en sucs sucrés, sucs résineux et huileux, sucs mucilagineux, et sucs laiteux; nous les avons tous examinés, à l'exception de quelque sucs laiteux et de la manne.

1436. L'opium est une matière solide qui provient de la dessiccation du suc laiteux qui s'écoule des incisions faites aux capsules du pavot blanc. L'opium vient de l'Orient; il est brun, dur, sa saveur est âcre et amère, il est très-combustible; il est formé de méconate acide de morphine, d'une matière extractive, de mucilage, de fécule, de résine, d'huile fixe, de caoutchouc, d'une substance végéto-animale, de fibre végétale et de narcotine. Nous avons parlé de toutes ces substances, excepté de la dernière. La narcotine, que l'on désignait sous le nom de Sel d'Opium, est blanche, insipide, inodore, sans action sur le sirop de violette : elle cristallise en prismes ; elle renferme de l'azote ; elle est insoluble dans l'eau froide et soluble dans 400 fois son poids d'eau bouillante ; l'alcool chaud en dissout $\frac{1}{24}$, et $\frac{1}{100}$ à froid ; l'éther et les huiles dissolvent aussi la narcotine ainsi que les acides ; les alcalis augmentent à peine sa solubilité dans l'eau ; la narcotine a une action très-énergique sur l'économie animale, à très-petite dose elle produit une stupeur très-différente du sommeil que provoque la morphine ; les acides détruisent les effets de la narcotine, et n'atténuent point ceux de la morphine. D'après M. Robiquet, on peut obtenir la narcotine en traitant l'opium par l'éther : les décoctions éthérées laissent déposer une matière jaune, végéto-animale, et par l'évaporation elle donne des cristaux de narcotine imprégnés d'huile et de caoutchouc ; en séparant les cristaux et les traitant par l'alcool bouillant, on obtient des cristaux beaucoup plus purs, et qui le deviennent complètement par une nouvelle cristallisation.

1437. *Le Suc du Papayer* provient du *carica papaya* qui croît à l'Ile de France. M. Vauquelin a trouvé qu'il était formé d'eau, d'une grande quantité de matière animale et d'un peu de graisse ; la matière animale a beaucoup d'analogie avec l'albumine.

1438. *Le Suc ou Lait de l'Arbre de la Vache* provient d'un arbre qui croît abondamment dans les environs de Caraccas ; son odeur est balsamique ; les naturels l'emploient comme aliment. D'après MM. Boussingault et Mariano de Rivero, il est formé d'eau, de près de la moitié de son poids de cire, de fibrine, de sucre, de silice et de sels calcaires et magnésiens.

1439. *Manne.* La manne est le suc desséché du *fraxinus ornus* ; elle est formée de mannite, dans laquelle réside sa saveur sucrée, de muqueux et d'un corps incristallisable ; on connaît dans le commerce trois espèces de mannes, la manne en

larme, la manne en sorte et la manne grasse; on en extrait à Briançon du *larix europea* (mélèse d'Europe). La manne est purgative; on l'emploie en médecine.

Fucus.

1440. M. Gauthier de Claubry a analysé plusieurs espèces de fucus, qu'il a trouvé être composés de mannite, de mucilage, d'albumine, de matière colorante verte, d'hydriodate de potasse, de carbonate de soude et de plusieurs autres sels.

Lichens.

1441. Les lichens renferment tous du mucilage analogue à la gomme ou à la gélatine; ceux qui sont à large feuille en ont une grande quantité. *Les lichens islandicus*, *farinaceus*, *glaucus*, *physodes*, *hirtus* et *pulmonarius* en renferment 0,25; le lichen *prunastri* en contient une si grande quantité, que l'eau le rend transparent. Les lichens crustacés contiennent très-peu de mucilage et beaucoup d'oxalate de chaux (1154).

Le lichen d'Islande, dont les Islandais font leur principale nourriture, est composé, d'après M. Berzélius, de sirop mêlé d'extractif et de sel végétal 1,5, de principe amer 0,1, d'extractif soluble dans l'eau, mêlé de sels à base de chaux, 0,58, d'extractif soluble dans le carbonate de potasse 2,82, de substance coagulable de même nature que la gélatine 20,23, de gomme formée par l'ébullition 0,49, de squelette insoluble 14. La préparation que les Islandais font subir à ce lichen, consiste à le trier, le laver, le sécher et le moudre: la farine est délayée dans l'eau, laissée en contact pendant 24 heures et chauffée avec du lait: ils obtiennent une bouillie qu'ils mangent froide. D'après M. Vestring, on peut enlever le principe amer de ce lichen, en versant sur 500 grammes de ce lichen 4^{k} d'eau renfermant 32 grammes de sous-carbonate de soude ou de potasse, abandonnant le mélange pendant 24 heures, exprimant le lichen, et le laissant en contact avec l'eau pendant le même temps.

Plusieurs lichens sont employés pour former des matières colorantes (1352).

Champignons.

1442. MM. Braconnot et Vauquelin ont analysé un grand nombre de champignons: nous donnerons l'analyse de deux espèces, faite par M. Braconnot.

Analyse de 1260 parties de *Boletus juglandis*.

Eau de végétation	111
Fungine coriace	95,68
Matière animalisée, insoluble dans l'alcool	18
Matière animale, soluble dans l'alcool, ou osmazone	12
Albumine	7,20
Fungate de potasse	6
Adipocire	1,20
Matière huileuse	1,12
Sucre de champignon	0,50
Phosphate de potasse	des traces.

Analyse de 400 parties de *Peziza nigra*.

Eau	376,0
Bassorine	18,4
Gomme	3,6
Acide fungique en grande partie libre	8
Sucre de champignon	0,4
Matière très-peu animalisée, soluble dans l'alcool	0,4
Matière grasse, prenant une couleur pourpre avec la potasse	0,4

Un grand nombre d'espèces sont employées comme aliment, et d'autres, tels que le *boletus larix* et le *boletus igniarius*, sont employés pour préparer l'amadou.

Des Matières Minérales renfermées dans les Plantes.

1443. Indépendamment de l'oxigène, de l'hydrogène et du carbone, qui forment la base de toutes les matières végétales, on rencontre dans les plantes les substances suivantes, qui sont fournies par le sol :

Le Soufre.
La Silice.
L'Alumine.
L'Oxide de fer.
L'Oxigène de manganèse.
Les Carbonates de { potasse. soude. chaux. magnésie.
L'Hydriodate de potasse.
Les Sous-phosphates de { chaux. potasse. magnésie.
Les Sulfates de { potasse. soude.
Les Nitrates de { potasse. chaux. magnésie.
Les Hydro-chlorates de { potasse. soude. chaux. magnésie.

1444. Toutes ces substances ne se rencontrent jamais dans le même végétal ; celles qu'on y trouve le plus souvent sont :

Le Sulfate de potasse,
L'Hydro-chlorate de potasse,
Le Sous-carbonate de potasse,
Le Phosphate de potasse,
Le Sous-carbonate de chaux,
Le Phosphate de chaux,
Le Sous-phosphate de magnésie,
Le Sel marin,
La Silice,
L'Oxide de fer,
L'Oxide de manganèse.

1445. Le sous-carbonate de soude n'existe que dans les plantes marines ; il est même probable que celui que l'on trouve dans leur cendre provient de la décomposition de l'oxalate de soude que renfermait la plante. Le sulfate et l'hydro-chlorate de soude se trouvent aussi principalement dans les plantes marines ; les nitrates de potasse et de chaux ne se rencontrent que dans la *bourrache*, l'*heliantus*, l'*ortie*, la *pariétaire*, le *tabac* ; le soufre n'a été trouvé que dans les crucifères, l'hydriodate de potasse que dans les fucus. L'alumine ne se présente que très-rarement.

1446. Les plantes renferment encore un grand nombre de sels à base de soude, de potasse, de chaux et dont l'acide est végétal. On concevra facilement, d'après ce qui précède, la composition du résidu de l'incinération des plantes. Les cendres doivent renfermer à l'état de carbonate, la potasse, la soude et la chaux, qui étaient combinés avec des acides végétaux ; les sulfates à l'état de sulfures, les nitrates à l'état de carbonate, les hydro-chlorates à l'état de chlorure, de l'iodure de potassium provenant de l'hydriodate de cette base, de la magnésie provenant de la décomposition de l'hydro-chlorate, et des sous-phosphates qui n'auront éprouvé aucune altération ; le soufre ne s'y trouvera point, il aura été volatilisé.

Les différentes plantes ne fournissent pas la même quantité de cendres, il en est de même des différentes parties d'une même plante ; ce sont celles qui transpirent le plus qui donnent le plus de cendre ; les plantes ligneuses en donnent moins que les plantes herbacées, et les feuilles toujours vertes moins que celles des arbres qui se dépouillent en hiver ; et sur le même individu, le tronc en donne moins que les branches, les branches moins que les feuilles et les écorces, le bois moins que l'aubier, et l'aubier moins que l'écorce. Les sels alcalins à base de potasse et de soude forment la majeure partie des cendres d'une plante verte herbacée et des feuilles sortant de leurs boutons ; ils en constituent souvent les 0,75 ; les phosphates terreux sont ensuite les sels dominans dans ces cendres ; les cendres des écorces ne contiennent au contraire que peu de sels alcalins et de phosphate terreux, mais beaucoup de carbonate de chaux.

CHAPITRE IV.

Phénomènes de la Végétation.

1447. Toutes les substances végétales sont formées, comme nous l'avons vu, d'oxigène, d'hydrogène, de carbone, et quelques-unes contiennent en outre de l'azote ; la plupart ne diffèrent entre elles que par la proportion de ces élémens. Aucun de ces corps n'a pu jusqu'ici être formé directement, parce que les élémens ayant peu d'affinité l'un pour l'autre, ne peuvent se combiner que sous l'influence des forces vitales.

Nous diviserons ce chapitre en deux parties : dans la première nous parlerons de la germination, et dans la seconde de la nutrition et de l'accroissement des plantes.

§ Ier.

Germination.

1448. La germination est le développement des graines fécondées et leur transformation en une nouvelle plante.

La graine est composée de la peau et de l'amande. La peau renferme le *test*, pellicule extérieure, le *parenchime* et la tunique interne imperméable à l'eau, elle est marquée d'une cicatrice appellée *ombilic*, par laquelle la graine était attachée à la plante mère ; l'amande est composée de l'embryon et de l'albumen ; l'embryon renferme la radicule, rudiment de la racine, la plumule, rudiment de la tige, et les cotylédons, organes foliacés ou charnus destinés à alimenter la jeune plante ; l'albumen, qui manque quelquefois, varie dans sa consistance ; il recouvre l'embryon, mais n'y adhère point.

1449. Les conditions nécessaires à la germination, sont : 1° une température comprise entre 10 à 30° ; 2° la présence de l'eau ; 3° la présence du gaz oxigène. La terre n'agit que par l'humidité et l'air qu'elle renferme.

1450. La chaleur paraît agir en exhalant les forces vitales.

1451. L'eau en s'introduisant dans la graine par l'ombilic, ramollit les tégumens, gonfle les cotylédons et délaye l'albumen ; toutes les enveloppes sont brisées, et c'est alors que commence l'action de l'oxigène.

1452. L'oxigène se porte sur l'albumen, s'empare d'une partie de son carbone, forme un égal volume d'acide carbonique qui se dégage, et l'albumen se trouve transformé en une matière sucrée qui peut servir d'aliment à la jeune plante.

Les matières nutritives sont distribuées par les cotylédons, d'abord à la radicule, et de celle-ci à la plumule ; la radicule s'enfonce dans la terre, et la plumule s'élève au-dessus du sol ; les cotylédons remplissent leurs fonctions alimentaires, jusqu'à ce que la jeune tige soit couverte de feuilles ; alors ils deviennent inutiles, se détachent et pourrissent.

§ II.

Nutrition et accroissement des Plantes.

1453. Lorsque la plante a déjà reçu un premier développement et que les cotylédons sont tombés, elle continue à végéter ; alors elle absorbe directement sa nourriture de l'atmosphère et de la terre. Nous allons examiner successivement l'influence de l'une et de l'autre.

1454. Pour bien connaître l'influence de l'atmosphère, il faut étudier successivement celles des différens gaz qu'elle renferme.

1455. *Influence de l'acide carbonique.* Sous l'influence des rayons solaires, toutes les parties vertes des plantes décomposent ce gaz ; elles s'assimilent le carbone, une petite quantité d'oxigène, et mettent le reste en liberté. Les plantes ne peuvent pas cependant végéter au soleil dans une atmosphère d'acide carbonique pur ; dans une atmosphère artificielle qui renferme sept parties d'oxigène et une d'acide carbonique, la végétation a lieu comme dans l'air ; elle est plus active que dans l'oxigène qui renferme $1/_{12}$ d'acide carbonique. L'acide carbonique qui, en petite quantité, favorise la végétation au soleil, la retarde à l'ombre.

1456. *Influence du Gaz oxigène.* Dans l'obscurité ou pendant la nuit,

les feuilles minces absorbent une certaine quantité d'oxigène et en transforment une partie en acide carbonique; celles qui sont charnues absorbent seulement de l'oxigène. Par l'action des rayons solaires, les feuilles minces remettent en liberté l'oxigène qu'elles ont absorbé et décomposent l'acide carbonique qu'elles ont formé pendant la nuit, celui de leur atmosphère, s'il y en existe.

La propriété d'inspirer et d'expirer le gaz oxigène n'appartient qu'aux parties vertes des plantes. Les racines, le bois, l'aubier et les pétales des fleurs n'agissent sur l'oxigène qu'en lui cédant une partie de leur carbone ; le contact de l'oxigène est indispensable à l'existence des fleurs, de même que le contact de ce gaz avec les racines est nécessaire à l'existence de la plante.

Les fruits, quand ils sont verts, agissent comme les feuilles, leur influence dans le même sans que les feuilles diminue à mesure qu'ils s'approchent de la maturité ; d'après M. Berard, pendant la maturation des fruits, l'oxigène de l'air convertit le carbone du fruit en acide carbonique, et cet effet paraît être plus sensible au soleil qu'à l'ombre.

Les plantes végètent, à la lumière, dans l'oxigène pur comme dans l'air, mais à l'ombre elles prospèrent moins dans l'oxigène pur que dans l'air ; cela tient probablement à ce qu'il se fait trop d'acide carbonique dans l'oxigène pur, et que ce gaz nuit à la végétation dans l'obscurité.

1457. *Influence du Gaz azote.* L'azote n'est jamais absorbé par les plantes, et ne paraît jouer qu'un rôle passif dans la végétation. Celui que l'on trouve dans plusieurs substances végétales paraît provenir des engrais ou de l'eau, qui en tiennent toujours en dissolution.

Plusieurs plantes jouissent de la propriété de végéter au soleil sur l'eau dans l'azote pur, ce sont celles dont les parties vertes présentent une très-grande surface, et qui absorbent peu d'oxigène dans l'obscurité : telles sont le *lithrum*, l'*inula dysenterica*, les *épilobium molle* et *montanum* et le *polygonum persicaria* ; il se forme, au dépend de leur propre substance, de l'acide carbonique qu'elles décomposent et recomposent successivement ; les plantes que nous avons désignées peuvent même végéter long-temps dans la lumière diffuse ; un très-petit nombre d'autres résistent aussi à cette épreuve, et toutes périssent dans l'obscurité.

1458. *Influence de l'Air.* En résumant ce qui précède, il sera facile de concevoir tous les phénomènes qui se développent dans la végétation des plantes, avec la présence de la lumière et dans l'obscurité. Pendant la nuit, les parties vertes des plantes absorbent une certaine quantité d'oxigène et en convertissent une autre en acide carbonique; les feuilles grasses absorbent seulement de l'oxigène. Au retour de la lumière, tout l'oxigène qui avait été absorbé est remis en liberté, et toutes les parties vertes décomposent l'acide carbonique de l'air, non-seulement celui qu'elles ont émis pendant la nuit, mais encore celui qui existe naturellement dans l'air et celui que forment constamment les tiges et les racines. Dans l'obscurité, les plantes finiraient par périr si leur atmosphère ne se renouvelait pas, parce qu'elle se chargerait d'une quantité croissante d'acide carbonique.

1459. Cette action des plantes sur l'acide carbonique de l'air, est la cause la plus influente qui maintient la permanence de composition de l'atmosphère, car les animaux à sang chaud, la combustion et un grand nombre d'autres phénomènes chimiques, versant continuellement dans l'atmosphère de grandes quantités d'acide carbonique, si une cause aussi puissante que celle de la végétation ne décomposait pas continuellement cet acide, la quantité d'oxigène de l'air irait nécessairement en diminuant; et jusqu'ici, du moins depuis les premières analyses exactes de l'air, la proportion d'oxigène de l'air est constante. Il est peu probable cependant que la quantité d'acide carbonique formée soit exactement égale à celle que les végétaux décomposent; mais comme le volume de l'atmosphère est très-grand relativement à celui de l'acide carbonique formé ou décomposé, ce ne sera que dans un grand nombre d'années que l'on pourra connaître dans quel sens varie la composition de l'atmosphère.

1460. *Influence de l'Eau.* L'eau à l'état de vapeur est absorbée par les feuilles, et à l'état liquide par les racines; l'eau liquide sert pour transmettre aux racines des sucs qui sont renfermés dans la terre, et dans la plante elle agit comme véhicule, et en cédant les élémens qui la constituent.

1461. *Influence des Engrais.* Les engrais agissent en dégageant de l'acide carbonique, que les plantes décomposent en absorbant le carbone, et en fournissant des sucs qu'elles s'assimilent. D'après les expériences de M. de Saussure, la quantité de matière solide fournie par les engrais n'est qu'une très-petite fraction de celle que la plante acquiert dans la végétation. Il paraîtrait, d'après cela, que la majeure partie de la matière solide fixée par la végétation provient de l'atmosphère.

1462. *Influence du Sol.* Le sol agit, comme nous l'avons dit, par la température, l'air, l'eau et les engrais qu'il renferme; il exerce aussi une action très-énergique par les sels qui entrent dans sa composition. Tous les sels qu'il contient sont absorbés; suivant leur nature et celle de la plante, ils activent, ralentissent ou détruisent la végétation; un grand nombre de plantes ne peuvent même bien végéter que dans les terres qui contiennent certains sels. Ainsi les plantes marines végètent mal dans un sol qui ne contient point de sel marin, et ce sel nuit au blé dans les proportions où il favorise les plantes marines; la pariétaire, la bourrache, les orties ne réussissent bien que dans les sols qui renferment des nitrates de potasse ou de chaux; le plâtre favorise la végétation du trèfle, de la luzerne, et ne produit aucun effet sur plusieurs autres plantes.

Un grand nombre des faits que nous avons énoncés sont le résultat des expériences de M. de Saussure.

1463. *Assimilation des Parties Nutritives.* Nous avons reconnu dans ce qui précède que les végétaux tirent leur substance nutritive de l'air, de l'eau, des engrais et du sol. Il reste à examiner comment le végétal s'assimile ces principes, et les transformations qu'ils éprouvent dans ses organes: mais comme sous ce rapport la science est peu avancée, que d'ailleurs ces considérations sont entièrement du ressort de la physiologie végétale, nous nous bornerons à décrire quelques faits généraux.

Les sucs que renferme la terre et qui sont composés de beaucoup d'eau, d'une petite quantité d'acide carbonique, de matières végétales ou animales et de différens sels, sont absorbés par les suçoirs des extrémités des racines. Après avoir éprouvé de légères modifications, ils s'élèvent dans la plante à travers des tubes poreux; ces sucs portent

alors le nom de sève ou de limphe : parvenus dans les feuilles, ils y éprouvent de grandes altérations qui sont le résultat de l'action des feuilles sur l'oxigène, et l'acide carbonique de l'air ; ainsi modifiée, la nouvelle sève descend par le tissu cellulaire de l'écorce, et se rend dans les parties inférieures du végétal. Nous renvoyons pour plus de détail aux différens ouvrages de physiologie végétale.

CHAPITRE V.

Décomposition des Végétaux.

1464. Lorsque les plantes ne sont plus soumises à l'influence des forces vitales, et qu'elles se trouvent dans des circonstances convenables, les différentes substances dont elles sont formées, par leur action réciproque ou par celle de l'air, de l'eau, se décomposent et donnent naissance à des produits nouveaux. Les phénomènes intestins qui se développent alors ont été désignés sous le nom de Fermentation ; on en distingue quatre espèces.

La Fermentation Saccharine,	La Fermentation Acide,
La Fermentation Alcoolique,	Et la Fermentation Putride.

Nous avons déjà parlé (1232) de la fermentation saccharine ; il ne nous reste que les trois autres à décrire.

Fermentation Vineuse ou Alcoolique.

1465. Le sucre est la seule substance qui puisse se transformer en alcool par la fermentation ; l'amidon jouit en apparence de cette propriété, mais il paraît qu'il commence par passer à l'état de sucre. Le sucre ne peut se transformer en alcool qu'autant qu'il est dissous dans l'eau, mêlé avec une petite quantité de ferment et à une température comprise entre 15 et 30°. La fermentation est d'abord très-vive, elle se ralentit, se prolonge plusieurs jours et souvent des mois entiers ; pendant toute sa durée il se dégage de l'acide carbonique ; lorsqu'elle est terminée, le sucre a complètement disparu, une très-petite portion de ferment a été décomposée et la liqueur ne contient plus que de l'alcool. L'alcool et l'acide carbonique se forment uniquement au dépend de la matière sucrée, et l'oxigène de l'air ne joue aucun rôle :

c'est ce qui résulte de l'examen de la composition du sucre, de l'alcool et de l'acide carbonique : en effet, le sucre est composé, suivant M. Gay-Lussac, de 42,27 de carbone et de 57,53 d'eau ; si on le suppose formé de 40 de carbone et de 60 d'eau, on aura pour le sucre, l'alcool et l'acide carbonique, les compositions suivantes :

Composition du Sucre.	*Composition de l'Alcool.*	*Composition de l'Acide carb.*
1 Vol. de vapeur de Carbone.	1 Vol. d'Hydrogène bi-carboné...... { 2 v. de vap. de Carb. / 2 vol. d'Hydrogène.	1 Vol. de vapeur de Carbone.
1 Vol. de vapeur d'Eau.	1 Vol. de vapeur d'Eau.......... { 1 vol. d'Hydrogène. / 1/2 vol. d'oxigène.	1 Vol. d'Oxigène.
On bien :		
3 Vol. de vapeur de Carbone.		
3 Vol. d'Hydrogène.		
3/2 Vol. d'Oxigène.		

On voit d'après cela que le sucre, pour se transformer en alcool, abandonne un volume de vapeur de carbone et nn volume d'oxigène qui forment de l'acide carbonique, et que le reste est de l'alcool. Le sucre perd en poids 1/3 de son carbone et les 2/3 de son oxigène, et forme par conséquent 51,34 d'alcool et 48,66 d'acide carboniqne.

1466. M. Colin a fait sur la fermentation des observations importantes que nous allons rapporter sommairement. La levûre de bière et celle du raisin déterminent la fermentation sans le contact de l'air. Toutes deux se composent de parties solubles et de parties insolubles ; c'est dans leurs parties solubles que se trouve principalement le pouvoir fermentant, et c'est dans leurs parties insolubles que réside la propriété de convertir l'oxigène de l'air en acide carbonique. Lorsque ces parties sont isolées, elles ne déterminent pas la fermentation sans le contact de l'air ou de l'oxigène ; mais avec le secours de l'un ou de l'autre, elles l'opèrent: celle qui est soluble, au bont de quelqnes heures et avec vivacité, l'autre avec lenteur et tardivement. Lorsque l'action du ferment a été suspendue par la chaleur de l'ean bonillante ou par toute autre cause, elle peut être rétablie par l'air, l'oxigène ou le concours de l'électricité. Un grand nombre de substances animales transforment le sucre en alcool, et d'autant plus facilement qu'elles ont déjà éprouvé un commencement de putréfaction ; les phénomènes de la fermentation sont les mêmes qu'avec la levûre de bière, et tontes déposent des fermens plus énergiques que ceux qui ont été employés. L'alcool, à mesure qu'il se forme, arrête la fermentation ; l'ébullition la suspend sans en détruire la cause. La crème de tartre pure favorise les fermens paresseux en rendant l'alcoolisation plus complète et moins lente.

Nous avons vu précédemment que la fermentation alcoolique produisait nne simple rupture d'équilibre entre les élémens du sucre, et que la totalité de cette substance était convertie en alcool ou en sucre, et comme le ferment est toujours en très-petite quantité

relativement au sucre, on ne peut pas supposer que la fermentation provienne d'une action chimique ordinaire du ferment sur le sucre. Mais il résulte de ce qui précède que le ferment n'est qu'une matière animale déjà en travail ; on doit conclure que dans la fermentation l'excitation qui existe dans le ferment se transmet au sucre. Quant à la nature de cette excitation et à son mode de transmission, nous ne pouvons former que des conjectures. M. Gay-Lussac en observant la lenteur avec laquelle le ferment et le sucre agissent, pense que l'effet dont il est question est un effet galvanique analogue à la précipitation mutuelle des métaux ; et comme ce célèbre chimiste a reconnu qu'une simple bulle d'air ou un courant galvanique rétablissent la fermentation lorsque le ferment a perdu ses propriétés, cette hypothèse a un grand degré de probabilité.

Nous allons maintenant examiner les propriétés et les préparations des différentes liqueurs alcooliques dont on fait usage.

1467. *Vin.* Le suc du raisin est principalement formé d'eau, de sucre, de tannin, de tartrate acide de potasse, de tartrate de chaux, de sel marin, de sulfate de potasse, de mucilage et de ferment. D'après M. Fabroni, le fruit contient le sucre et le ferment dans des cellules isolées. Le suc du raisin jouit, d'après M. Colin, de la propriété de fermenter sans le contact de l'air. On arrête la fermentation ou en portant la liqueur à l'ébullition ou en y introduisant du sulfite de chaux. Avant les expériences de M. Colin, on regardait la présence de l'air comme indispensable à la fermentation ; on expliquait l'influence de sulfite de chaux, en disant que ce sel absorbait la petite quantité d'air que le moût pouvait contenir, ou qui s'introduisait dans les tonneaux qui le renferment ; mais en admettant le fait rapporté par M. Colin, il faut supposer une action du sulfite de chaux sur le ferment.

1468. L'art de faire le vin varie dans les différens vignobles, mais les principales opérations sont les mêmes. Les raisins, ordinairement dépouillés de leurs grappes, sont foulés dans de grandes cuves et abandonnés ; quelquefois on en extrait le suc dans des pressoirs pour que le jus ne reste pas en contact avec l'enveloppe. La fermentation s'établit bientôt, la matière s'échauffe, et il se dégage beaucoup d'acide carbonique : de temps en temps on ranime la fermentation en agitant la matière ; après un certain intervalle, qui varie suivant les localités, on soutire la liqueur et on la met dans des tonneaux où la fermentation continue encore souvent pendant plusieurs mois, pendant lesquels il se forme un dépôt composé de matière colorante et de tartre, qui porte le nom de lie. Les vins blancs proviennent des raisins blancs ou des raisins noirs fermentés sans leur enveloppe. Les vins mousseux sont des vins qui ont continué à fermenter lorsqu'ils étaient en bouteilles ; l'acide carbonique reste en dissolution dans le vin, et se dégage, lorsqu'en ouvrant la bouteille on anéantit la grande pression qui le tenait en dissolution.

1469. Les vins renferment une quantité plus ou moins considérable d'alcool, du mucilage, du tannin, une matière colorante bleue, qui est rouge par la présence de plusieurs acides, une matière colorante jaune, du tartrate acidule de potasse, du tartrate de chaux, de l'acide acétique, quelquefois du sel marin et du sulfate de potasse, et de plus une substance que l'on n'a pas pu isoler et qui produit le bouquet du vin; plusieurs chimistes la regardent comme une huile volatile. L'alcool leur donne leur propriété enivrante, le tannin de l'âpreté et la propriété de pouvoir se clarifier par la gélatine ou l'albumine; le tartre leur donne de la verdure. Les vins en vieillissant deviennent meilleurs, parce que leurs principes éprouvent quelques modifications dans leur combinaison, et qu'ils laissent déposer du tartre. Les vins des pays chauds sont très-riches en alcool; ceux des pays froids renferment peu d'alcool et sont souvent acides.

1470. On neutralise quelquefois l'acidité des vins par la litharge; cette fraude peut avoir de funestes conséquences, parce que l'acétate de plomb est une substance vénéneuse; mais il est facile de la reconnaître, car ces vins sont alors précipités en noir par l'hydrogène sulfuré. (Voyez, pour plus de détail, l'Art de faire le Vin de M. Chaptal).

1471. *Cidre*. Le cidre est une liqueur vineuse qui provient de la fermentation du jus des pommes. Les pommes qui sont les meilleures pour faire le cidre, sont aigres et âpres: en Normandie et en Picardie, on en fait la récolte de septembre en novembre; on les met en tas pour en achever la maturité, et on les réduit en pulpes dans des moulins; on en extrait le jus dans des pressoirs et on l'abandonne dans des tonneaux: la fermentation ne se développe qu'au mois de mars, jusque là il est doux; il ne peut se conserver plusieurs années, car il passe facilement à l'aigre. Le jus des pommes est composé d'eau, de sucre analogue à celui du raisin, de mucilage, d'acides malique et acétique.

1472. *Bière*. La bière est une liqueur vineuse que l'on obtient ordinairement avec l'orge, mais que l'on pourrait préparer avec toutes les autres graines céréales. Sa préparation est beaucoup plus compliquée que celle du vin et du cidre. On peut diviser la fabrication de la bière en quatre opérations: la germination de l'orge, la décoction de la farine, la concentration de la liqueur et la fermentation.

1473. Pour faire le *malt*, la *drêche*, ou l'orge germé, on commence par faire tremper le grain dans l'eau pendant un ou deux jours, et on l'étend sur une planche en une couche de 0,m4 d'épaisseur, que l'on retourne plusieurs fois par jour; le cinquième jour la germination commence à se manifester; on l'arrête ordinairement 30 heures après qu'elle a commencé, en exposant la graine à une température de 60°; les germes se détachent par le frottement et prennent le nom de *touraillons*. Dans la germination il se forme de la gomme, du sucre: l'hordéine se

transforme en grande partie en amidon; c'est du moins ce qui résulte de l'analyse de la farine d'orge, faite par M. Proust avant et après la germination.

	Farine d'Orge non germée.	*Farine d'Orge germée.*
Résine jaune	1	1
Gomme	4	15
Sucre	5	15
Gluten	3	1
Amidon	32	56
Hordéine	55	12

M. Proust a observé, en outre, que l'amidon de l'orge germé était soluble dans l'eau chaude, et que cette dissolution, d'une saveur doucereuse, s'épaississait par la concentration sans perdre de sa transparence.

1474. La *Drêche* sèche est convertie en farine grossière, et placée dans une cuve à double fond dont le supérieur, peu éloigné de l'autre, est percé d'un grand nombre de petits trous; l'intervalle des deux fonds est vide, et c'est par là que l'on introduit de l'eau chaude pour dissoudre les matières solubles de la drêche, et qu'on enlève la liqueur claire qui provient de la décoction.

1475. La liqueur obtenue par la décoction est trop étendue pour être convertie en bière; il faut la concentrer en y ajoutant du houblon qui renferme une matière amère, soluble, sans laquelle la liqueur éprouverait bientôt la fermentation acide. La quantité de houblon que l'on emploie ordinairement est de 2 à 3 millièmes de la drêche.

1476. La liqueur suffisamment rapprochée prend le nom de moût, elle est refroidie rapidement dans de grandes cuves peu profondes, appelées rafraîchissoirs: et lorsqu'elle n'est plus qu'à 12°, on la porte dans la cuve de fermentation. On y délaye une petite quantité de levûre, et la fermentation se développe bientôt; on la verse ensuite dans des tonneaux et dans des bouteilles où la fermentation se continue encore long-temps; l'écume qui se forme dans la cuve à fermentation, porte le nom de levûre; elle est employée comme ferment.

1477. *Extraction de l'Alcool.* L'alcool s'extrait ordinairement du vin et des liqueurs qui proviennent de la fermentation du sucre brut, de la mélasse, du jus de cerise, des graines et des pommes de terre. Il résulte d'un grand nombre d'expériences, que l'on extrait la même quantité d'alcool des grains germés ou non germés, et des pommes de terre cuites à la vapeur, ou de la fécule qui a été transformée en sucre par l'acide sulfurique: il semblerait en résulter que le sucre et l'amidon jouissent tous deux de la propriété de se transformer en alcool; mais comme l'amidon peut former du sucre par la fermentation (1238), il est très-probable qu'il ne se transforme en alcool qu'après avoir passé à l'état de sucre. M. Mathieu Dombasle a observé que 100[k] de

pommes de terre fournissent 16 litres d'eau-de-vie à 19°, que 100 k d'orge peuvent en donner 42, et que les fermens acides sont impropres à la fermentation vineuse. M. Dubrunfaut rapporte qu'en Flandre et en Hollande un quintal de farine de seigle donne de 55 à 65 litres d'eau-de-vie à 19°, et que dans beaucoup d'ateliers on n'obtient que 40 à 44 litres du même poids de grain ; il pense que cette différence provient de la qualité des eaux ; celles qui sont calcaires saturent l'acide à mesure qu'il se forme et maintiennent la liqueur dans l'état le plus favorable à la fermentation alcoolique.

1478. C'est sur la propriété qu'a l'alcool d'être plus volatil que l'eau et que toutes les autres substances qui entrent dans la composition des liqueurs vineuses qu'est fondé l'art de l'extraire. L'opération consiste en une simple distillation ; en fractionnant les produits, on obtient des liqueurs de plus en plus aqueuses, qui portent le nom d'*Eau-de-vie* ; en distillant de nouveau les eaux-de-vie, on obtient au commencement de l'alcool presque pur. Les appareils dont on s'est servi long-temps étaient des alambics ordinaires, et ce n'était qu'après plusieurs opérations successives que l'on obtenait de l'alcool parfaitement déflegmé ; mais depuis une vingtaine d'années on emploie des appareils beaucoup plus économiques et qui donnent immédiatement de l'eau-de-vie ou de l'alcool au degré que l'on désire ; les premiers ont été imaginés par Adam, de Montpellier; ils ont été perfectionnés depuis par Isaac Berard, M. Cellier-Blumenthal et Charles Desrones ; nous ne pouvons pas entrer dans les détails de leur construction, nous nous contenterons d'en exposer le principe. Il consiste en ce qu'une même liqueur fermentée donne de l'alcool d'autant plus concentré, qu'elle est soumise à une plus basse température et que la liqueur est plus alcoolique. Pour avoir une idée générale des appareils dont il est question, imaginons une cornue communiquant avec un appareil de Wolff : si on remplit la cornue et un flacon de vin et que l'on fasse bouillir le liquide de la cornue, l'esprit de vin, en se condensant dans le premier flacon, élèvera la température de celui qui y est renfermé, et ce liquide laissera dégager de l'alcool beaucoup plus haut en degré que celui qui s'est dégagé de la cornue ; si le second flacon était également plein de liqueur vineuse, on obtiendrait dans le troisième une liqueur beaucoup plus alcoolique encore. Dans les nouveaux appareils distillatoires, l'alcool se condense à la fin dans un serpentin entouré de liqueur vineuse, qui, lorsqu'elle est suffisamment échauffée, est portée dans la chaudière qui reçoit l'action directe de la chaleur.

1479. Les eaux-de-vie conservent souvent un arôme qui provient de la substance qui les a fournies. C'est en cela principalement que diffèrent les eaux-de-vie et les liqueurs connues sous le nom de *Rhum*, de *Tafia*, de *Kirsch-wasser*, de *Rack* ; la première provient du suc de canne, la seconde de la mélasse, la troisième des cerises fermentées avec le noyau, la dernière des fruits de l'*areça catechu* et du riz. Les

eaux-de-vie de marc doivent leur saveur âcre à une huile renfermée dans la pellicule des grains de raisins ; d'après M. Aubergier, elle est si âcre qu'une seule goutte suffit pour infecter 100 litres d'eau-de-vie. M. Œrstedt est parvenu à faire complètement disparaître des eaux-de-vie de pommes de terre le goût herbacé, qui leur est propre, par l'addition d'une très-petite quantité de chlornre de chaux. Un quart d'once de chlorure de chaux suffit ordinairement ponr 10 litres d'ean-de-vie.

1480. M. Brande a déterminé la quantité d'alcool contenu dans les différentes espèces de vin et de liqueurs vineuses; nous allons rapporter les résultats qu'il a obtenus. La table suivante contient les quantités d'alcool à 0,825 de densité renfermées dans 100 parties de liqueurs ; ponr en déduire la quantité d'alcool absolue dont la densité à 15°,5 est de 0,793, il faudrait multiplier ces nombres par 0,92. Dans une même année les quantités d'alcool renfermées dans un vin du même pays peuvent varier de $^1/_{10}$, et de $^1/_5$ dans des années différentes.

NOMS DES VINS.	ALCOOL renfermé dans 100 parties	NOMS DES VINS.	ALCOOL renfermé dans 100 parties
Lissa	25,41	Hock (vin du Rhin)	12,08
Vin de raisin sec	25,12	Nice	14,63
Marsale	25, 9	Barsac	13,86
Madère	22,27	Tinto	13,30
Vin de Groseille	20,55	Chempagne	13,80
Xérès	19,17	Chempagne mousseux	12,61
Téneriffe	19,79	Hermitage rouge	12,32
Colares	19,75	Grave	13,37
Lachrima-Christi	19,70	Frontignan	12,79
Constance blanc	19,75	Côte-rolie	12,32
Idem rouge	18,92	Vin de Groseille à Maquereau	11,84
Lisbonne	18,94	Vin d'orange fait à Londres	11,26
Malaga (de 1666)	18,94	Tokey	9,88
Bucellas	18,49	Vin de baies de sureau	9,87
Madère rouge	20,35	Cidre le plus spiritueux	9,87
Muscat du Cap	18,25	*Idem* le moins spiritueux	5,21
Madère du Cap	20,51	Poiré	7,26
Vin de raisin	18,11	Hydromel	7,32
Carcavello	18,65	Aile de Burton (Bière)	8,88
Vidonia	19,25	Aile d'Édinburgh	6,20
Alba-Flora	17,26	Aile de Dorchester	5,56
Malaga	17,26	Moyenne	6,87
Hermitage blanc	17,43	Bière forte, brune	6,80
Roussillon	18,13	Porter de Londres	4,20
Claret ou vin de Bordeaux	15,10	Petite bière de Londres	1,28
Melvoisie de Madère	16,40	Eau-de-vie	53,39
Lunel	15,52	Rhum	53,60
Chiras	15,52	Genièvre	51,60
Syracuse	15,28		
Sauterne	14,22	Whiskey d'Écosse (Eau-de-vie de grain)	54,32
Bourgogne	14,57	Whiskey d'Irlende	53,90

1481. Quelques chimistes avaient prétendu que l'alcool n'existait pas dans les liqueurs vineuses et qu'il se formait pendant la distillation ; M. Gay-Lussac a démontré l'existence de l'alcool dans les liqueurs fermentées, par deux expériences convaincantes : 1° en les distillant dans le vide et à 15°, température inférieure à celle qui se développe pendant la fermentation ; elles ont fourni de l'alcool ; 2° en les traitant par la litharge porphyrisée pour les décolorer, et y versant une quantité suffisante de sous-carbonate de potasse chaud, l'alcool se sépare de l'eau et vient à la surface du liquide.

Fermentation Acide.

1482. Lorsqu'une liqueur vineuse est exposée au contact de l'air à une température comprise entre 10 et 30°, elle cède une portion de son carbone à l'oxigène de l'air, se trouble, se remplit de filamens qui s'agitent dans tous les sens, et il se forme de l'acide acétique ; lorsque ce mouvement est appaisé, la liqueur s'éclaircit en formant un dépôt considérable, et l'alcool qu'elle renfermait a complètement disparu. Ce phénomène a été désigné sous le nom de *fermentation acide* ; on ne connaît point la nature des actions chimiques qui se développent pendant la fermentation, on a seulement observé : 1° que l'alcool pur étendu d'eau n'éprouve jamais la fermentation acide ; 2° que les liqueurs vineuses qui renferment le plus d'alcool produisent plus d'acide acétique ; 3° que, pendant la fermentation, aucune portion d'oxigène de l'air n'est absorbée, car il se dégage un volume d'acide carbonique égal à celui de l'oxigène qui disparaît ; par conséquent, l'alcool doit céder une partie de son hydrogène aux substances qui l'accompagnent ; 4° les dissolutions aqueuses d'alcool mêlées de levûres deviennent acides ; d'après M. Chaptal, un litre d'eau-de-vie à 12°, dans lequel on délaye 15 grammes de levûre et un peu d'empois, forment un vinaigre très-fort qui commence à se développer le cinquième jour ; la même quantité de levûre délayée dans l'eau donne aussi du vinaigre, mais beaucoup moins fort ; 5° les vins vieux dont toute la matière végéto-animale s'est précipitée, n'éprouvent que difficilement la fermentation acide ; mais ils fermentent facilement lorsqu'on y fait digérer des ceps, des feuilles de vignes, de la grappe de raisin ou de ferment ; 6° une dissolution de sucre dans laquelle on mêle de l'eau, où le gluten a fermenté, devient acide sans le contact de l'air ; 7° le moût de bière sans houblon devient acide dans des vases fermés ; 8° la bière et le cidre s'aigrissent également dans des vases fermés.

1483. Dans les pays de vignoble, on fait le vinaigre avec le vin, et dans le Nord avec de la bière. A Orléans, dont les vinaigres sont très-renommés, le vinaigre se fait dans des étuves que l'on maintient à une température de 18 à 20° ; la fermentation s'effectue dans des tonneaux debout et ouverts, qui contiennent environ 400 litres ; on y introduit d'abord 100 litres de vinaigre fort et bouillant, et tous les huit jours on y verse 10 litres de vin, jusqu'à ce que les tonneaux soient pleins ;

alors on soutire la moitié du vinaigre, et on recommence à ajouter 10 litres de vin tous les huit jours: la quantité de vin ajoutée et les intervalles varient suivant la plus ou moins grande activité de la fermentation. On trouve dans le commerce des vinaigres rouges et des vinaigres blancs; ils proviennent de la fermentation des vins de même couleur. Les vinaigres rouges peuvent être rendus blancs au moyen du charbon animal traité par l'acide hydro-chlorique (1128); on clarifie et on décolore en partie le vinaigre rouge en y jetant un peu de lait bouillant et filtrant. Les vinaigres de qualité supérieure sont formés de vinaigre ordinaire, auquel on ajoute 34 à 35 grammes d'acide acétique concentré, et environ 16 grammes d'alcool par litre; on y fait quelquefois infuser de l'estragon, du thym, du romarin. M. Cadet-Gassicourt a reconnu que l'on pouvait faire du très-bon vinaigre en laissant fermenter pendant un mois un mélange de 124 parties de sucre, 868 d'eau et 80 de levûre de bière ou de levain de boulanger.

Fermentation putride.

1484. Lorsque les végétaux sont soustraits à l'influence des forces vitales, toutes les substances qui les composent réagissent les unes sur les autres et tendent à former de nouveaux produits; les phénomènes qui accompagnent ces décompositions sont extrêmement compliqués, car ils dépendent de la nature des principes végétaux qui sont en contact et des circonstances environnantes; les fermentations alcoolique et acide en font partie: mais elles sont accompagnées ou suivies d'un autre genre de réaction, dont les produits sont souvent des gaz dangereux à respirer, et que pour cette raison on désigne sous le nom de Fermentation Putride.

1485. Tous les principes végétaux ne sont pas susceptibles d'éprouver la fermentation putride, et ceux qui sont dans ce cas ne peuvent l'éprouver que dans des circonstances déterminées.

1486. Les substances dans lesquelles l'hydrogène et le carbone dominent, telles que les huiles, les résines, l'alcool, et celles qui sont très-oxigénées, comme les acides, n'éprouvent point la fermentation putride. Les seules qui puissent l'éprouver sont les substances neutres et surtout celles qui sont azotées.

1487. Les conditions nécessaires à la fermentation putride sont: l'humidité et une température comprise entre 15 et 35 degrés. L'air dans certaines circonstances paraît aussi influer sur la fermentation.

1488. Lorsque les végétaux sont exposés à l'air dans les circonstances convenables à leur putréfaction, il se dégage de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, de l'azote; il se forme de l'eau, de l'acide acétique, de l'huile, et enfin une substance noire dans laquelle le charbon domine. D'après les observations de M. de

Saussure, la fermentation putride dans des vases clos laisse dégager de l'hydrogène presque pur et de l'acide carbonique, dans le rapport de 1 à 4. M. Proust a fait la même observation sur la fermentation du gluten frais.

1489. C'est à la fermentation putride que sont dus le terreau, les tourbes et certains lignites, et il est probable que les houilles et les bitumes n'ont pas une autre origine. Nous allons examiner ces différentes substances.

1490. *Terreau.* Le terreau est une matière noire qui forme le résidu de la putréfaction des matières végétales; d'après les observations de M. de Saussure, il renferme plus de carbone et d'azote que les substances qui l'ont fournie; l'eau et l'alcool n'en dissolvent qu'une petite quantité; les acides n'ont que peu d'action sur lui, mais les alcalis le dissolvent complètement; c'est un excellent engrais.

1491. *Tourbe.* La tourbe est une matière poreuse, légère, brune ou noire, composée de débris de végétaux; elle forme souvent des amas d'une grande épaisseur et d'une grande étendue; dans les couches supérieures on peut y reconnaître la nature des plantes qu'elle renferme; on y distingue surtout des plantes aquatiques. On rencontre la tourbe principalement en Hollande, en Écosse, en Westphalie, dans le Hanovre et en France; elle est employée comme combustible.

1492. *Lignites.* Les lignites diffèrent beaucoup par leur aspect, il en est d'un brun grisâtre dans lesquels on reconnaît non-seulement la fibre végétale, mais encore la nature du bois qui les a formés; d'autres sont en masses friables sans indices de fibres; enfin on en trouve en masses homogènes dures, noires et brillantes; ils portent alors le nom de jayet: comme on rencontre des échantillons dans lesquels le bois passe à ces différens états, il paraît infiniment probable que tous les lignites proviennent de plantes ligneuses, enfouies à une époque plus ou moins reculée, et qui ont éprouvé une altération plus ou moins grande. Plusieurs lignites sont employés comme combustible, le jayet pour faire des bijoux de deuil, et quelques lignites terreux en peinture.

1493. *Houille.* La houille ou charbon de terre est une matière solide, opaque, noire, quelquefois friable; elle renferme beaucoup de bitume, brûle facilement; à la distillation elle donne de l'hydrogène sulfuré, quelquefois de l'ammoniaque, de l'acide acétique, beaucoup d'hydrogène carboné, du bitume et un résidu brillant, poreux, que l'on désigne sous le nom de Coak. La houille se trouve principalement dans les terrains secondaires, en couches, souvent très-puissantes et d'une grande étendue. On y rencontre des débris de corps organisés et des végétaux à peine altérés: l'Angleterre, la France et le Brabant renferment beaucoup de mines de houille; elle est employée comme combustible.

1494. *Bitumes.* Les bitumes sont des matières liquides ou solides, mais fusibles à une température peu élevée, plus ou moins odorans et très-combustibles. Tous les

bitumes sont formés de deux matières combustibles, l'une solide, désignée sous le nom d'*asphalte*, l'autre liquide, nommée *naphte*. C'est à la proportion relative de ces deux substances que les bitumes doivent leur consistance.

1495. *Naphte*. Liquide, volatil, d'un blanc jaunâtre, très-odorant; sa densité est de 0,826; très-combustible; on le rencontre abondamment en Perse, en Calabre, en Sicile, en Amérique, au village d'Amiano dans le duché de Parme. D'après M. de Saussure, le naphte d'Amiano et celui qui provient de l'asphalte du Val-de-Travers et du département de l'Ain distillé trois fois, est incolore, presque insipide, bout à 85° et donne des vapeurs dont la densité est de 2,833; à la température de 35° il laisse précipiter le quart de son poids de cristaux incolores. Ce naphte est altéré par le chlore, les acides minéraux; les alcalis ont peu d'action sur lui; il est insoluble dans l'eau et soluble en toute proportion dans l'alcool, l'éther et les huiles grasses; à 90° il dissout $^1/_{12}$ de soufre, $^1/_5$ de phosphore, $^1/_6$ d'iode, une grande quantité de camphre, de résine et très-peu de cire et de gomme laque; à froid il gonfle le caoutchouc de manière à lui donner un volume trente fois plus considérable; à chaud il en dissout une certaine quantité. Ce naphte purifié est composé de 87,60 de carbone et de 12,78 d'hydrogène; il ne renferme point d'oxigène. M. de Saussure est parvenu à enlever complètement l'odeur du naphte qui provient de la distillation de l'asphalte de Travers, en l'agitant successivement avec de l'acide sulfurique, de la potasse, de l'air et de l'eau. (Biblioth. Universelle, tom. VI.)

1496. *Bitume Asphalte*. Il est noir, solide, sec, friable et insoluble dans l'alcool, il est très-combustible; on le trouve principalement à la surface du lac de Judée.

1497. Le *Pétrole*, le *Malthe*, le *Pissasphalte*, le *Goudron minéral* sont des bitumes formés de naphte et d'asphalte. Le pétrole est liquide, les autres ont la consistance du goudron. Le pétrole se trouve en France, près de Béziers, à Amiano, sur les bords de la Mer Caspienne et aux environs de Neuchâtel, sur les bords de l'Isère et en Transylvanie, mêlé avec des sables et des matières argileuses.

1498. *Le Succin, Ambre jaune ou Karabé*. Cette substance jouit de toutes les propriétés physiques du copal. Elle est insoluble dans l'eau et l'alcool et très-combustible; fondue elle se dissout dans les huiles grasses; elle est formée d'acide succinique et d'une matière grasse particulière. A la distillation elle donne d'abord de l'acide succinique, puis une huile brune, visqueuse, et enfin une matière jaune, solide. (Ann. de Chimie et de Physique, tom. IV). Le succin ne se rencontre que dans les terrains de dernière formation; il accompagne souvent les lignites; on le trouve en grande quantité dans les dunes sablonneuses qui bordent la Mer Baltique, entre Kœnigsberg et Memel; les eaux en apportent aussi sur le rivage. Le succin est employé pour faire les vernis gras et des bijoux.

RÉSUMÉ DES CHAPITRES I, II, III, IV et V.

Chimie Végétale.

Considérations Générales.

Tous les végétaux sont formés de substances végétales qu'on désigne sous le nom de *principes immédiats*; ils sont composés d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et quelques-uns renferment en outre de l'azote. La quantité d'oxigène qu'ils renferment n'est jamais suffisante pour en brûler l'hydrogène et le carbone. Toutes les substances végétales sont décomposables par la chaleur; les produits en vases clos sont : de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné et du charbon. Toutes sont combustibles et donnent pour produit de l'eau et de l'acide carbonique; le chlore et l'acide nitrique les décomposent toutes; ce dernier en transforme un grand nombre en acides malique ou oxalique.

Acides Végétaux.

Les acides végétaux renferment un excès d'oxigène et se combinent tous avec les oxides métalliques.

ACIDES NATURELS.

Acide Acétique. Volatil, renferme toujours de l'eau, existe dans la sève des plantes, dans tous les vinaigres; s'obtient concentré en distillant des acétates avec de l'acide sulfurique. Les acétates de plomb, de cuivre et de fer sont employés dans les arts.

Acide Malique. Existe dans plusieurs fruits, se forme dans l'action de l'acide nitrique sur le sucre; s'obtient en décomposant le malate de plomb par l'acide sulfurique.

Acide Oxalique. Existe dans plusieurs plantes combiné avec la potasse ou la chaux; s'extrait comme le précédent. L'oxalate de potasse est employé dans les arts.

Acide Citrique. Se trouve dans plusieurs fruits; s'obtient en décomposant le citrate de chaux par l'acide sulfurique.

Acide Tartrique. Existe dans le tartre combiné avec la potasse et la chaux; on l'obtient comme l'acide citrique. Il est employé dans les arts. On fait aussi usage du tartrate acidule de potasse, du tartrate de soude et de potasse, du tartrate de potasse et d'antimoine, et du tartrate de potasse et de fer.

Acide Gallique. Existe dans la noix de galle et la plupart des écorces; s'obtient en précipitant la décoction de noix de galle par l'albumine, évaporant la liqueur à siccité et traitant par l'alcool.

Acide Pectique. Existe dans presque tous les végétaux, forme une gelée consistante avec l'eau.

Acide Succinique. Existe dans le succin; on l'obtient par la distillation de cette substance.

Acide Fungique. Existe dans les champignons.

Acide Igasurique. Existe combiné avec la strychnine dans toutes les plantes du genre strychnos.

Acide Kinique. Existe dans le quinquina combiné avec la chaux.

Acide Kramérique. Existe dans la racine de Kraméria.

Acide Laccique. Existe dans la laque en bâton.

Acide Méconique. N'existe que dans l'opium.

Acide Mellitique. N'a encore été rencontré que dans l'*honigstein*, pierre de miel.

Acide Ménispermique. Ne se rencontre que dans le *menispermum coculus*; son existence est douteuse.

Acide Morique. Existe combiné avec la chaux dans l'écorce du mûrier blanc.

ACIDES QUI N'EXISTENT POINT DANS LA NATURE.	*Acide Subérique.* S'obtient en traitant le liége par l'acide sulfurique. *Acide Camphorique.* S'obtient en traitant le camphre par l'acide nitrique. *Acide Ellagique.* Se forme dans la putréfaction d'une décoction de noix de galle. *Acide Mucique.* S'obtient en traitant la gomme, la manne, le sucre de lait par l'acide nitrique. *Acide Nancéique.* Se forme dans la fermentation acide de toutes les matières végétales. *Acide Pyro-citrique.* Se forme dans la distillation de l'acide citrique. *Acide Pyro-malique.* Se forme de la même manière. *Acide Pyro-mucique.* Se forme de la même manière. *Acide Pyro-tartrique.* Se forme dans les mêmes circonstances. *Acide produit par la combustion lente de l'éther.* *Acides Margarique et Oléique.* Se forment par l'action des oxides sur les huiles.

Bases Salifiables Végétales.

La plupart sont des poisons violens et donnent aux substances qui les renferment leurs propriétés médicinales; elles contiennent toutes de l'azote, et forment des sels avec des acides minéraux et végétaux.

Morphine. Existe dans l'opium, combinée avec l'acide méconique; elle est très-soluble dans l'alcool.

Cinchonine. Existe dans les quinquinas gris et rouges. Plusieurs de ses sels sont employés en médecine comme fébrifuges.

Émétine. Existe dans l'ipécacuanha.

Strychnine. Existe combinée avec l'acide igasurique, dans la fève Saint-Ignace, la noix vomique et le bois de couleuvre.

Brucine. Existe dans l'écorce de la fausse angusture, combinée avec l'acide gallique.

Vératrine. Se trouve combinée avec un acide particulier dans la cévadille, les racines d'ellébore blanc et de colchique.

Delphine. Existe combinée avec l'acide malique dans la staphisaigre.

Plusieurs chimistes en admettent encore d'autres, telles que la narcotine, la picrotoxine, la daphnine, la caféine, etc.

Substances Neutres.

Ces substances ne sont ni acides ni alcalines; elles renferment de l'oxigène et de l'hydrogène dans les mêmes proportions que l'eau.

Sucre. Cette substance en dissolution dans l'eau et en contact avec le ferment, se transforme en alcool; on en connaît plusieurs espèces: le sucre cristallisable et le sucre incristallisable de la canne, le sucre des fruits et le sucre des diabètes. Le miel est un mélange de sucre, analogue à celui des fruits et au sucre incristallisable de la canne; le sucre de champignons est analogue à celui des fruits. Tous ces sucres sont très-solubles dans l'eau et ne sont précipités par aucun réactif.

Mannite. Ne se rencontre que dans la manne; elle est sucrée, mais n'éprouve pas la fermentation alcoolique; elle est très-soluble dans l'eau et l'alcool.

Asparagine. Ne se rencontre que dans l'asperge; elle est cristallisable, soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool.

Amidon. Substance blanche pulvérulente, insoluble dans l'eau et l'alcool; elle se trouve dans toutes les graines céréales; elle est précipitée en bleu par l'iode; et se transforme en sucre par l'acide sulfurique et la fermentation.

Gommes. Substances solides, presque insipides, solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool. Se rencontrent dans presque toutes les parties des plantes. Les principales gommes connues sont : la *gomme arabique*, la *gomme du Sénégal*, la *gomme adraganthe*, la *gomme des graines* et les *gommes artificielles*; ces dernières s'obtiennent en torréfiant l'amidon ou en traitant la ligneux par l'acide sulfurique.

Ligneux. Forme la charpente de toutes les plantes. Les vieux chiffons sont formés de ligneux pur. La potasse à chaud le convertit en partie en ulmine; l'acide sulfurique le transforme d'abord en gomme et ensuite en sucre.

Substances renfermant un excès d'Hydrogène.

Ces substances contiennent en même temps un grand excès de carbone; elles sont très combustibles.

Huiles fixes. Les huiles fixes sont très-combustibles; ellrs absorbent l'oxigèna de l'eir : celles qui deviennent solides et cassantes portent le nom d'huiles siccatives, les autres celui d'huiles grasses. Les huiles fixes se combinent avec les acides; les oxides métalliques les transforment en acides margarique et oléique et en glycérine. Les huiles fixes sont employées comme aliment, pour faire les savons et en peinture; les plus employées sont celles d'*olive*, d'*amandes douces*, de *faîne*, de *navette*, de *ricin*, de *lin*, d'*œillet*, da *chènevis* et de *palme*.

Les savons sont des corps que l'on obtient en traitant les huiles et les graisses par les alcalis. Les savons de matières végétales sont des mélanges da margarates et d'oléates; ceux qui proviennent des graisses animales sont des mélanges de ces deux sels et da stéarates. Les savons à base de soude, de potasse et d'ammoniaque, sont les seuls solubles; ceux à base de soude peuvent seuls devenir durs.

Huiles Volatiles. Très-odorantes, très-combustibles, ne bouillent qu'à plus de 100°. Plusieurs se combinent avec l'acide hydro-chlorique, et forment du camphre artificiel. Elles existent dans tous les végétaux aromatiques; on les obtient par distillation. L'essence de térébenthine est employée en peinture, toutes lrs autres seulemeut comme parfums.

Résines. Les résines sont des matières solides, cassantes, très-combustibles, insolubles dans l'eau et solubles dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles; les acides nitrique et sulfurique les transforment en partia en tannin artificiel. Les résines se rencontrent dans des arbres et des arbrisseaux, unies à des huiles essentielles. La résine qui s'écoule du pin porte le nom de Galipot; par le distillation on en retira de l'essence de térébenthina et de la colophane; on retire encore da cette résine l'huile de térébenthine, la poix noire, la poix jaune, et de la combustion du pin, le goudron. Les autres résines employées sont : la *résine animée*, le *baume de copahu*, le *baume de La Mecque*, la *résine copale*, le *mastic*, la *sandaraque*, le *sang-dragon*.

Gommes Résines. Proviennent de la dessiccation des sucs laiteux qui s'écoulent de certaines plantes; elles renferment en général de la gomme, de la résine et une huile essentirlle; les plus employées sont : l'*assa-fœtida*, la *gomme ammoniaque*, l'*euphorbe*, le *galbanum*, la *gomme gutte*, la *myrrhe*, l'*oliban*, la *scammonée*, l'*aloès*, la *gomme laque*.

Baumes. Ils ont la même origine que les gommes résines, ils sont formés de résine, d'acide benzoïque et d'huile volatile; on en connait cinq especes : le *benjoin*, le *styrax*, le *baume du Pérou*, le *baume de tolu* et le *storax*. Les deux premiers sont solides et les autres liquides.

Caoutchouc. Substance solide, élastique, insoluble dans l'eau et dans l'alcool, soluble dans les huiles essentielles; provient da la dessiccation d'un suc laiteux.

Cire. La cire se rencontre dans un grand nombre de végétaux; on en connait deux espèces fournies par des insectes, le *péla* des Chinois et la *cire* d'abeille; on ne sait pas si cette dernière est formée par l'insecte; pure elle est blanche, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, et saponifiable par les alcalis.

Camphre. Substance blanche, très-odorante, combustible, volatile, peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et l'acide nitrique; existe dans plusieurs espèces de *laurus*; s'extrait au Japon par la distillation dans l'eau du *laurus camphora*.

Glycérine. Se forme dans la saponification des huiles. Cetta substance est liquide, soluble dans l'eau.

Alcool. Liquida, odorant, volatil, très-combustible, n'existe point dans la natura, se forma dans la fermentation du sucre; il est soluble dans l'eau, le chlore le décompose; il dissout la soude, la potasse, plusieurs sels, les résines, les huiles; il décompose les nitrates d'argent et de mercure, et forma des précipités fulminans.

Éthers. Résultent da l'action de l'alcool sur les acides; on en connait trois genres différens, ceux du premier ne renferment que de l'oxigène, de l'hydrogène et du carbone; on les obtient en traitant l'alcool par les acides sulfurique, arsénique, phosphoriqua ou fluorique; ils sont identiques; c'est ordinairement le premier que l'on emploie. Ceux du deuxième genre sont formés

d'acide et d'hydrogèna bi-carboné ; on en connalt deux, l'éther hydro-chlorique et l'éther hydriodique. Enfin, ceux du troisième genre sont formés d'acide et d'alcool ; on en connalt sept : l'éther nitrique, l'éther acétique, l'éther benzoïque, l'éther oxalique, l'éther malique, l'éther citrique et l'éther tartrique.

Vernis. Les vernis sont formés de résines en dissolution dans des substances volatiles ou siccatives ; les dissolvans ordinairement employés sont : l'alcool, l'essence de térébenthine et l'huile de lin lithargirée.

Substances Végétales Azotées.

Les substances végétales azotées sont très-nombreuses ; nous en avons examiné une partie, en parlant des alcalis végétaux ; nous n'en décrirons que deux ici, les autres le seront plus tard.

Gluten. Substance molle et élastique qui se trouve dans plusieurs graines céréales et principalement dans le blé ; c'est à elle qu'est due la porosité du pain.

Fermens. Substances qui ont la propriété de transformer le sucre en alcool ; toutes les substances animales en fermentation jouissent de cette propriété ; la levûre de bière en jouit à un plus haut degré. Tous les fermens sont composés d'une matière liquide et d'une matière solide ; ensemble elles agissent mieux que séparément : c'est dans la matière liquide que réside principalement la propriété de faire fermenter le sucre. Cet effet paraît dû à une action galvanique.

Matières Colorantes.

Les matières colorantes sont très-nombreuses, on n'en a obtenu que cinq à l'état de pureté.

Hématine. Matière colorante du campêche ; elle est soluble dans l'eau, cristallisable, tourne au pourpre par les alcalis.

Rouge de Carthame. Existe dans la fleur du carthame ; elle est solide, très-brillante, mais très-fugace ; soluble dans les alcalis d'où les acides la précipitent.

Indigo. Solide, bleu, se volatilise en partie dans des vases clos en aiguilles pourpres. Le chlore le décompose, l'acide sulfurique le dissout, les matières désoxigénantes le font passer au jaune et le rendent soluble dans l'eau et les alcalis. S'extrait par la fermentation et la chaux de plusieurs plantes herbacées. Très-employé en teinture.

Principe colorant du Safran. Solide, soluble dans l'eau et l'alcool, insoluble dans les essences et les huiles, facilement altérable. L'acide sulfurique le fait passer au bleu.

Carmine. Matière colorante de la cochenille rouge ; elle est cristallisable ; les acides la font passer au pourpre, les alcalis au violet.

Teinture. La teinture se compose de quatre opérations distinctes.

La première a pour objet d'enlever des matières étrangères qui se trouvent dans les fils ou les tissus : elle porte le nom de *décreusage*, lorsqu'il s'agit de substances végétales ou de la soie, et de dessuintage pour la laine. Le décreusage des tissus végétaux se fait à froid ou à chaud avec des lessives, celui de la soie se fait à chaud avec le savon ; le dessuintage de la laine se fait à l'eau bouillante, quelquefois mêlée d'urine ou de savon.

La seconde a pour objet le blanchiment ; on l'exécute maintenant pour les substances végétales en les mettant successivement en contact avec des dissolutions de chlore et de la lessive. Le blanchiment des matières animales se fait avec l'acide sulfureux.

La troisième a pour objet de fixer les mordans ; ceux qu'on emploie ordinairement sont l'alun, la noix de galle et l'hydro-chlorate d'étain.

La dernière, enfin, a pour objet de fixer la matière colorante. On teint en rouge avec la garance, le campêche, la cochenille, la laque dye ; le rouge de garance sur laine est terne, sur coton il est éclatant et très-solide ; — en jaune avec la gaude, le quercitron, le bois jaune, l'orpiment et le chromate de plomb ; — en bleu avec l'indigo, le campêche et le prussiate de potasse ; — en noir et en gris avec les sels de fer et la noix de galle.

Matières dont l'existence est douteuse ou qui ont été peu examinées.

Amidine. Se forme pendant la fermentation de l'amidon. Elle est soluble dans l'eau à 60°.

Bassorine. Se trouve dans plusieurs gommes résines ; elle est insoluble dans l'eau froide, mais y prend un grand volume ; les acides nitrique et hydro-chlorique faibles la dissolvent à chaud.

Cathartine. Matière purgative du séné.
Cérine. Matière grasse du tissu cellulaire du liége.
Cytisine. Matière solide, déliquescente, contenue dans la graine du faux ébénier.
Extractif. Matière sirupeuse provenant de l'évaporation des infusions végétales.
Fungine. Tissu cellulaire des champignons.
Gentianine. Matière amère de la racine de gentiane.
Gommes artificielles. Proviennent de la torréfaction de l'amidon ou de l'action de l'acide sulfurique sur le ligneux.
Hordeïne. Substance solide, insoluble dans l'eau chaude, qu'on rencontre principalement dans l'orge.
Inuline. Existe dans l'*inula helenium*, se rapproche beaucoup de l'amidon.
Lupuline. Matière active du houblon.
Narcotine. Existe dans l'opium.
Piperine. Matière cristalline du poivre.
Oliville. Matière cristalline qui n'a encore été trouvée que dans la gomme d'olivier.
Sarcocolle. Matière qui exsude spontanément d'un arbrisseau de l'Amérique septentrionale; elle a beaucoup d'analogie avec le suc de réglisse.
Subérine. Matière qui constitue le tissu cellulaire du liége.
Tannin. Existe dans la noix de galle, le caoutchouc, la gomme kino, le sumac, le thé et la plupart des écorces; il précipite la gélatine; on en fait d'artificiel en traitant la houille, l'indigo et les résines par l'acide nitrique ou le camphre, et les résines par l'acide sulfurique.
Ulmine. Existe dans l'écorce d'orme; s'obtient en chauffant le ligneux avec la potasse; elle est noire, insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'acool et l'acide sulfurique concentré.

Composition des parties des Plantes.

Bois. Ils renferment de 0,95 à 0,96 de ligneux. Il en est qui contiennent de la résine et des matières colorantes.
Écorces. Elles sont formées de l'épiderme, du parenchime et des couches corticales; elles contiennent beaucoup de ligneux et souvent des substances particulières. — Le chanvre est une écorce qui renferme beaucoup de ligneux, une matière colorante et une matière azotée. — L'écorce de chêne renferme du tanin; — la cannelle, une huile essentielle. — L'écorce de la fausse angusture contient de l'acide gallique et de la brucine; — le kina, de la quinine, de la cinchonine et de l'acide kinique; — l'écorce du *daphne alpina*, de la daphnine, substance âcre et caustique; — le liége, de la cérine et de la subérine; — l'écorce de la racine d'orcanette, une matière colorante rouge; — l'écorce du houx, une matière qui par la fermentation devient la glu.
Racines. Les racines ligneuses sont composées comme les bois; celles qui sont charnues contiennent souvent de l'eau, du sucre, de l'amidon, du mucilage, etc. — La racine d'orchis contient beaucoup d'amidon. — La racine d'ipécacuanha renferme de l'émétine. — La racine de jalap contient une résine à qui elle doit ses propriétés. — Les racines d'ellébore blanc et de colchique renferment de la strychnine et de la brucine. — La rhubarbe contient beaucoup d'oxalate de chaux, de l'huile, de la fécule, etc. — La garance contient deux matières colorantes, du sucre, de la gomme, une matière azotée, etc.; — la racine de gentiane, de la gentianine, de la glu, du sucre, de la gomme; — la racine de curcuma, une matière colorante jaune; — la racine de réglisse, une matière sucrée et une matière cristallisable.
Feuilles. Les feuilles renferment la fibre, une pulpe verte et l'épiderme: la matière colorante verte (*chlorophyle*) paraît distincte de toutes les autres matières. — La feuille du tabac renferme un principe âcre et volatil vénéneux, du nitrate de potasse, etc. — La feuille de belladone contient une matière amère, nauséabonde et vénéneuse; — la feuille de gratiole, une matière résineuse, amère, purgative; — les feuilles d'indigoféra, d'isatis, de l'indigo; — le séné, de la cathartine.
Fleurs. Contiennent des huiles essentielles et des matières colorantes très-fugaces, à l'exception de celles qui sont jaunes.
Pollen. Le pollen contient une matière très-azotée et facilement putrescible.
Semence. L'amidon, le gluten, l'albumine végétale, le mucilage sont les substances qu'on y rencontre le plus ordinairement. — Les amandes douces renferment de l'huile grasse, et les amandes

amères de l'acide prussique ; — les semences de lycopode, une matière très-incombustible. — la fève Saint-Ignace et la noix vomique, de l'igasurate de strychnine ; — la coque du Levant, de la picrotoxine et de l'acide ménispermique ; — le poivre, de la piperine et une huile concrète très-âcre.

Fruits charnus. Ils renferment beaucoup d'eau, des acides malique, citrique ou acétique, souvent du sucre, du ferment, de la gelée, du tannin, etc.

Bulbes. L'oignon contient de l'eau, une huile blanche, âcre et volatile, du soufre, etc. ; — la pomme de terre, beaucoup de fécule et de l'extractif.

Sèves. Elles renferment beaucoup d'eau, du mucilage, de l'acétate de potasse, quelquefois du sucre.

Sucs particuliers. Les sucs sont mucilagineux, résineux ou laiteux ; ces derniers doivent leur aspect à une matière résineuse ou grasse. — L'opium renferme de la morphine et de la narcotine ; — le suc de l'arbre de la vache, beaucoup de cire.

Fucus. Plantes marines qui contiennent de l'hydriodate de potasse.

Lichens. Sont principalement formés de mucilage et de tartrate de chaux.

Champignons. Sont principalement formés d'eau, de fungine, d'albumine, de sucre et de gomme.

Décomposition des Substances Végétales.

Fermentation Alcoolique. Elle a lieu lorsque le sucre en dissolution dans l'eau est en contact, à la température de 15 à 30°, avec une matière animale en putréfaction ou avec le ferment; l'alcool se convertit entièrement en alcool et en acide carbonique. L'amidon se comporte comme le sucre, mais il est probable qu'il passe d'abord à l'état de sucre. Les principales liqueurs vineuses sont le vin, la bière, le cidre; on retire de l'eau-de-vie de ces liqueurs ou de celles qui proviennent de la fermentation des graines ou des pommes de terre. L'alcool s'obtient en distillant de l'eau-de-vie, ou directement des substances fermentées en les distillant dans les appareils particuliers.

Fermentation Acide. — L'acide acétique se forme principalement en mettant les substances alcooliques en contact avec du ferment. L'amidon en fournit également, l'alcool pur ne fermente pas. Quelquefois le contact de l'air est nécessaire, souvent il ne l'est pas.

Fermentation Putride. — Les fermentations alcoolique et acide l'accompagnent souvent ; elle laisse dégager de l'acide carbonique et souvent des gaz dangereux à respirer. L'eau et une température comprise entre 15 et 35° sont deux conditions indispensables à la fermentation putride : le terreau, les tourbes, les lignites en sont des produits; les houilles et les bitumes ont probablement la même origine.

LIVRE SECOND.

Chimie Animale.

CHAPITRE Ier.

Considérations Générales.

1499. Les animaux sont composés, comme les plantes, de différens principes; ces principes ne renferment souvent que les mêmes élémens des substances végétales; mais ordinairement ils contiennent en outre une certaine quantité d'azote. Nous suivrons dans l'étude de la chimie animale le même ordre que dans la chimie végétale.

CHAPITRE II.

Substances Animales.

1500. Nous diviserons les substances animales en trois sections: la première comprendra les substances qui ne sont ni grasses ni acides, la seconde les matières grasses, et la troisième les substances acides.

§ Ier.

Substances Animales qui ne sont ni grasses ni acides.

1501. Les substances neutres qui sont bien connues sont au nombre de neuf, savoir :

La Fibrine,
L'Albumine,
La Gélatine,
La Matière caséeuse,
L'Urée,
La Matière colorante du sang,
Le Picromel,
Le Sucre de lait,
Le Sucre des diabètes.

Les six premières renferment beaucoup d'azote, la septième en contient peu, la huitième et la neuvième n'en contiennent point.

1502. Ces substances soumises à l'action de la chaleur dans un vase clos, produisent de l'eau, de l'acide carbonique, du sous-carbonate, de l'acétate et de l'hydrocyanate d'ammoniaque, du gaz oxide de carbone, de l'hydrogène carboné, du gaz

azoté, une huile très-fétide et un charbon difficile à incinérer. Leur combustion, lorsqu'elle est complète, produit de l'eau, de l'azote et de l'acide carbonique; mais comme elle ne l'est jamais, on obtient toujours quelques-uns des autres produits qui se forment en vases clos. Toutes éprouvent facilement la fermentation putride; calcinées avec la potasse, il se forme du cyanure de potassium. Les dissolutions alcalines concentrées et bouillantes les décomposent; il se forme de l'ammoniaque, de l'acide carbonique, de l'acide acétique, et une matière animale d'une nature particulière qui reste unie à l'alcali. L'acide nitrique à chaud les décompose toutes; il en résulte de l'eau, de l'acide carbonique, de l'acide hydro-cyanique, du gaz azote, de l'oxide d'azote, de l'acide nitreux, de l'ammoniaque, des acides acétique, malique et oxalique, et un composé jaune, amer, détonant, qui paraît renfermer la majeure partie de l'azote de la matière animale; cette dernière substance n'est jamais formée par les matières non azotées.

1503. *Fibrine.* La fibrine forme la plus grande partie des muscles; elle entre dans la composition du sang et du chyle. On l'obtient en agitant avec une poignée de bouleau le sang au sortir de la veine; il s'y attache en longs filamens qui deviennent blancs par les lavages. La fibrine est solide, flexible, insipide; elle renferme 4/5 d'eau; par la dessiccation, elle devient jaune et cassante; l'eau lui rend ses propriétés primitives; l'eau bouillante l'altère et la rend insoluble dans l'acide acétique; exposée à l'air en contact avec de l'eau qu'on renouvelle, elle disparaît complètement; lorsqu'elle renferme de la graisse, la putréfaction laisse un résidu gras. L'alcool et l'éther, par un contact prolongé, la transforment en une matière pulpeuse; avec l'acide hydro-chlorique, elle forme une matière dure qui, lavée à plusieurs reprises, devient gélatineuse: l'acide sulfurique étendu d'eau agit de la même manière; concentré, il la transforme en *leucine.* L'acide nitrique, à 1,15 de densité, la convertit en une masse pulvérulente, composée de graisse et de fibrine altérée, combinée avec les acides malique, acétique et hypo-nitreux. L'acide acétique concentré ramollit la fibrine, et par la chaleur la convertit en gelée soluble dans l'eau; la dissolution est précipitée par les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique, et par les alcalis; évaporée à siccité, elle donne une matière transparente acide qui ne se dissout dans l'eau bouillante qu'à l'aide d'une nouvelle quantité d'acide acétique. La fibrine est soluble dans les dissolutions alcalines; à chaud elle est décomposée. La fibrine est composée de 53,360 de carbone, de 19,685 d'oxigène, de 7,021 d'hydrogène et de 19,934 d'azote. Elle renferme en outre des phosphates de chaux et de magnésie, des carbonates de chaux et de soude.

1504. *Albumine.* L'albumine, unie à une petite quantité d'eau, constitue le blanc d'œuf, le sérum du sang, la liqueur du péricarde, des ventricules des cerveaux, etc. Elle existe dans deux états différens, liquide ou coagulée.

L'albumine liquide est transparente, plus ou moins visqueuse, mousse par l'agi-

tation, verdit le sirop de violette par du sous-carbonate de soude qu'elle renferme; traversée par un courant galvanique, elle se coagule autour du pôle positif; la chaleur, l'alcool et l'éther la coagulent, et d'autant plus facilement qu'elle renferme moins d'eau. En vase clos, elle éprouve la fermentation putride, et dégage de l'hydrogène sulfuré; le chlore, l'iode et tous les acides, excepté les acides acétique, phosphorique, et ceux qui sont très-faibles, la troublent; les alcalis rétablissent la transparence de la liqueur, lorsque les acides, en se combinant avec l'albumine, n'ont développé que peu de chaleur; la potasse et la soude s'opposent à sa coagulation par la chaleur. Mêlée à une dissolution de potasse, l'acide hydro-chlorique en saturant l'alcali, la coagule; mais la coagulation n'a point lieu si l'albumine était mêlée avec un sous-carbonate. Cette différence paraît provenir de ce qu'il se développe beaucoup plus de chaleur dans le premier cas que dans le second. L'albumine forme un précipité insoluble avec le tannin, et précipite presque toutes les dissolutions salines; les composés insolubles que l'on obtient sont en général formés d'albumine et d'oxide; aussi l'albumine est un très-bon antidote contre tous les empoisonnemens par les sels métalliques.

L'albumine desséchée à l'air forme une matière solide, transparente, soluble dans l'eau; cette dissolution jouit de toutes les propriétés de l'albumine liquide.

L'albumine coagulée par la chaleur, est blanche; par la dessiccation elle se convertit en une substance jaune, cassante; elle perd alors autant d'eau que l'albumine liquide; desséchée à l'air, elle se comporte avec l'alcool, l'éther, les acides et les alcalis, comme la fibrine; seulement elle est plus soluble dans les alcalis et moins dans l'acide acétique et l'ammoniaque.

L'albumine est formée de 52,883 de carbone, de 23,872 d'oxigène, de 7,540 d'hydrogène et de 15,705 d'azote; ses cendres renferment les mêmes sels que la fibrine; l'albumine contient en outre un peu de soufre.

1505. *Gélatine ou Colle forte.* La gélatine existe dans toutes les parties molles et solides des animaux, et ne fait jamais partie des matières liquides. La gélatine pure est incolore, sans odeur et sans saveur; elle est très-soluble dans l'eau chaude et peu soluble dans l'eau froide; une dissolution chaude, renfermant 0,025 de gélatine, se prend en gelée par le refroidissement; si la température est suffisamment élevée, elle se liquéfie et éprouve la fermentation putride. L'alcool, l'éther et les huiles ne dissolvent point la gélatine; sa dissolution dans l'eau est précipitée en partie par l'alcool qui s'empare de l'eau, en totalité par le tannin qui se combine avec elle et forme une matière imputrescible analogue au cuir; enfin, par le nitrate de mercure et l'hydro-chlorate de platine, qui paraissent être les seules substances salines qui jouissent de cette propriété. Le chlore précipite aussi la gélatine, forme au bout de quelque temps un corps floconneux, composé de filamens nacrés,

insipide, insoluble dans l'eau et l'alcool, imputrescible, dégageant beaucoup de chlore par la chaleur et soluble dans les alcalis. L'acide nitrique agit sur la gélatine comme sur la fibrine. La gélatine traitée par l'acide sulfurique comme le ligneux (1242) donne une matière cristalline dure, dont la saveur est celle du sucre de raisin, mais qui n'éprouve point la fermentation alcoolique; cette matière traitée à chaud par l'acide nitrique donne des cristaux acides qui se combinent avec les bases salifiables et forment des sels nouveaux.

La gélatine se prépare: 1° en faisant bouillir dans l'eau des rognures de peau, des sabots et des oreilles de bœufs, de chevaux, de moutons, etc., séparés de la graisse et des poils; filtrant lorsque la dissolution est complète, faisant concentrer fortement, coulant dans des moules de bois où elle se prend en gelée par le refroidissement; coupant cette gelée en plaques minces, au moyen d'un fil de laiton, et faisant sécher sur des filets; 2° en traitant les os par l'acide hydro-chlorique faible, tous les sels calcaires se dissolvent, les os conservent leur forme, mais ne retiennent plus que de la gélatine, que l'on fond et que l'on met en plaques. La colle de poisson est la partie intérieure de la vessie natatoire de plusieurs espèces de poissons; la plus estimée provient de certains esturgeons. On fait aussi de la colle de poisson en faisant bouillir la tête, la queue et les mâchoires des baleines et des poissons sans écailles; mais elle est peu estimée et se rapproche beaucoup des colles ordinaires. La gélatine est formée de 47,881 de carbone, de 7,914 d'hydrogène, de 27,207 d'oxigène et de 16,998 d'azote. La gélatine est une matière très-nutritive; on l'emploie dans la fabrication des chapeaux, du papier, pour coller les bois, etc.

1506. *Matière Caséeuse.* La matière caséeuse n'existe que dans le lait; on l'obtient en abandonnant le lait à lui-même jusqu'à ce qu'il soit coagulé, enlevant la crème qui surnage et lavant le caillé sur un filtre: le résidu est la matière caséeuse pure; elle est blanche, insipide, insoluble dans l'eau, très-soluble dans les alcalis, surtout dans l'ammoniaque, dans les acides végétaux concentrés et dans les acides minéraux étendus. Humide et en contact avec l'air, elle éprouve la fermentation putride: le résidu est principalement formé d'oxide caséeux, de caséate d'ammoniaque et de gomme.

L'oxide caséeux, découvert par M. Proust, s'obtient en traitant le résidu de la fermentation putride du caillé ou le vieux fromage par l'eau chaude: la liqueur filtrée contient l'oxide caséeux, le caséate d'ammoniaque et les sels qui étaient mêlés au fromage; on évapore en consistance sirupeuse et on enlève les sels ammoniacaux en traitant par l'alcool à 36°, les autres sels par l'alcool à 20°, et la gomme par l'eau froide: le résidu est l'oxide caséeux pur. Ce corps est blanc, solide, spongieux, plus léger que l'eau, sans odeur, sans saveur; il laisse entre les doigts une impression graisseuse; il est soluble dans l'eau bouillante, presque insoluble dans l'eau froide, dans

l'alcool bouillant et insoluble dans l'éther. A la distillation, la plus grande partie se sublime, l'autre se décompose, donne peu d'ammoniaque, une huile jaune très-fétide et un charbon volumineux. L'acide nitrique le transforme en acide oxalique, presque sans former de matières jaunes amères. La potasse le dissout sans l'altérer.

La matiere caséeuse est formée de 59,781 de carbone, de 11,409 d'oxigène, de 7,429 d'hydrogène, de 21,381 d'azote; elle contient en outre du phosphate de chaux. La matière caséeuse est très-nutritive, elle forme la matière première de tous les fromages.

1507. *Urée.* L'urée est une substance qui n'a encore été trouvée que dans l'urine des animaux, et principalement dans celle de l'homme et des quadrupèdes. On l'obtient en évaporant de l'urine en consistance sirupeuse, ajoutant un volume égal d'acide nitrique à 24°, et plongeant le vase dans un mélange frigorifique, afin de durcir les cristaux de nitrate d'urée qui se forment; on les fait égoutter et sécher en les comprimant dans du papier à filtre; pour en séparer l'acide nitrique, on les dissout dans l'eau, on sature l'acide nitrique par un alcali, on évapore à siccité, et on traite par l'alcool: ce dernier ne dissout que l'urée, que l'on fait cristalliser par l'évaporation. L'urée ainsi obtenue est en prismes alongés, incolores, inodores, et d'une saveur fraîche. A la distillation ils donnent beaucoup de sous-carbonate d'ammoniaque, un gaz inflammable d'une odeur insupportable, et ce qui caractérise cette substance, très-peu d'eau, d'acide acétique, d'acide hydro-cyanique, d'huile et d'oxide de carbone. L'urée est très-soluble dans l'eau et l'alcool. La dissolution aqueuse d'urée, abandonnée à elle-même, se putréfie et devient ammoniacale; mêlée avec la plupart des acides forts et soumise à la chaleur de l'ébullition, il se forme de l'ammoniaque, de l'acide acétique, et de plus: avec les acides hydrochlorique et sulfurique, de l'acide carbonique et une matière grasse, noire: avec l'acide nitrique, de l'acide carbonique, de l'acide hydro-cyanique, de l'azote ou de l'oxide d'azote, et lorsque la matière est épaisse, elle s'enflamme avec une violente explosion. L'urée avec un excès d'acide nitrique forme des cristaux de nitrate acide d'urée; l'acide nitreux ne jouit point de cette propriété, il n'agit sur l'urée qu'en la décomposant: concentré, son action a lieu à froid. La dissolution aqueuse d'urée est précipitée et décomposée par le chlore; elle n'est précipitée ni par les sels, ni par les alcalis, ni par la noix de galle; seulement elle change la cristallisation de plusieurs sels; elle fait cristalliser le sel marin en octaèdres et l'alun en cubes. Les matières alcalines la décomposent par l'action de la chaleur. D'après M. Bérard, l'urée est formée de 26,40 d'oxigène, de 43,40 d'azote, de 19,40 de carbone et de 10,80 d'hydrogène.

1508. *Matière Colorante du Sang.* M. Brande obtient cette matière en agitant le sang à la sortie de la veine pour en séparer la fibrine, et abandonnant la liqueur à elle-même; la matière colorante se dépose. M. Berzélius l'obtint en coupant le



caillot de sang en tranches minces et le plaçant sur du papier brouillard pour en absorber le cérum. Le procédé employé par M. Vauquelin, consiste à délayer le caillot dans quatre parties d'acide sulfurique étendu de huit parties d'eau, et à faire chauffer à 70° centigrades pendant cinq à six heures, à filtrer, laver le résidu avec de l'eau chaude, à faire réduire la liqueur à moitié, et enfin à saturer par l'ammoniaque : la matière colorante se dépose, on la purifie par des lavages à l'eau chaude. La matière colorante, obtenue par les deux premiers procédés, est soluble dans l'eau au-dessous de 50° ; à une température plus élevée, elle se précipite; elle paraît alors être identique avec celle que l'on obtient par le procédé de M. Vauquelin ; desséchée, elle est d'un noir brillant ; calcinée, elle donne la centième partie de son poids de cendre renfermant de l'oxide de fer, de la chaux et des phosphates de fer et de chaux. M. Berzélius pense que le fer se trouve dans le sang à l'état métallique ; car la dissolution aqueuse de matière colorante n'est pas précipitée par l'hydrocyanate de potasse ferrugineux ; la matière colorante obtenue par le troisième procédé ne renferme point de fer.

La matière colorante du sang, rendue insoluble par la chaleur, est soluble dans les acides et les alcalis auxquels elle communique sa couleur; soumise à l'action de la chaleur, elle se boursoufle, brûle avec flamme en dégageant de l'ammoniaque : elle possède toutes les propriétés chimiques de la fibrine. On a cru pendant long-temps que la couleur du sang était due à l'oxide de fer qu'il renferme; mais la matière colorante obtenue par le procédé de M. Vauquelin étant exempte de fer, il faut admettre que cette couleur est due à une substance organique d'une nature particulière.

1509. *Picromel.* Le picromel est une substance qui existe dans la bile de tous les animaux; cependant, d'après M. Thénard, elle ne fait point partie de celle de l'homme. On l'extrait de la bile de bœuf : cette matière est formée de picromel, de matière résineuse, de matière jaune, d'une petite quantité de soude, d'eau, de phosphate d'hydro-chlorate et de sulfate de soude, de phosphate de chaux et d'oxide de fer; on y verse d'abord un excès d'acétate neutre de plomb; la matière jaune et la matière résineuse, ainsi que les acides sulfurique et phosphorique, sont précipités en combinaison avec l'oxide de plomb; la liqueur étant filtrée, on y verse du sous-acétate de plomb : le picromel se précipite avec l'excès de plomb; le précipité étant bien lavé et dissous dans le vinaigre distillé, on y fait passer un courant d'hydrogène sulfuré; il ne reste plus alors qu'à filtrer et faire chauffer pour volatiliser l'eau et l'acide acétique.

Le picromel ainsi obtenu a l'aspect de l'huile de térébenthine : exposé à l'air, il se conserve long-temps; il est très-soluble dans l'eau et l'alcool; chauffé légèrement avec les acides nitrique, sulfurique et hydro-chlorique affaiblis, il forme

une matière visqueuse peu soluble dans l'eau. Sa dissolution n'est troublée ni par les acides, ni par les alcalis, ni par le tannin; le nitrate de mercure, le sous-acétate de plomb et les sels de fer paraissent être les seuls composés salins qui la précipitent. Si l'on dissout 2,5 de picromel et 1 de résine de la bile dans l'alcool, en évaporant à siccité, on obtient un résidu soluble dans l'eau; en ajoutant du sel marin à la dissolution, évaporant et calcinant, on obtient un résidu qui contient du sous-carbonate de soude; il résulte de là que le picromel dissout la résine de la bile, et que le picromel et la résine décomposent le sel marin. D'après M. Thomson, le picromel est composé de 54,53 de carbone, 43,65 d'oxigène, 1,82 d'hydrogène.

1510. *Sucre de Lait.* Le sucre de lait n'existe que dans le lait : on le prépare en Suisse en faisant évaporer le petit lait provenant de la fabrication du fromage; on le purifie par de nouvelles cristallisations.

Le sucre de lait est solide, blanc, sans odeur : il cristallise en parallélipipèdes réguliers, durs; il n'éprouve point la fermentation alcoolique; l'eau à la température ordinaire en dissout $\frac{1}{3}$ et beaucoup plus à chaud; légèrement torréfié, il devient plus soluble et acquiert les propriétés de la gomme; la potasse et la soude le rendent aussi plus soluble; l'alcool concentré n'en dissout qu'une quantité insensible; sa dissolution dans l'eau n'est précipitée par aucun réactif, si ce n'est par l'alcool qui agit en s'emparant de l'eau. L'acide nitrique agit sur lui comme sur la gomme; l'acide sulfurique le transforme en sucre comme le ligneux; l'acide hydro-chlorique paraît produire le même effet. Il est composé de 38,825 de carbone et de 61,175 d'hydrogène et d'oxigène dans les proportions nécessaires pour faire de l'eau : il est quelquefois employé en médecine.

§ II.

Substances grasses non acides.

1511. D'après M. Chevreul, toutes les matières grasses qu'on rencontre dans le règne animal sont formées de huit principes immédiats.

La Stéarine,	L'Éthal,
L'Élaïne,	La Phocénine,
La Cétine,	La Butyrine,
La Cholestérine,	L'Hircine.

Elles se divisent en quatre groupes caractérisés par les propriétés suivantes :

La stéarine et l'élaïne sont converties par les alcalis en glycérine, en acides oléique, margarique et quelquefois en acide stéarique.

La cétine est convertie par les alcalis en éthal et en acides margarique et oléique.

La chulestérine et l'éthal n'éprouvent point d'altération de la part des alcalis.

La phocénine, la butyrine et l'bircine, traitées par les alcalis, se convertissent en glycérine, en acides volatils lorsqu'ils sont distillés avec l'eau, on en acides oléique et margarique.

1512. *Stéarine.* La stéarine est une substance blanche, solide, fusible à 44°, insoluble dans l'eau, soluble dans six fois ¼ son poids d'alcool bouillant à 0,795 de densité. Elle cristallise en aiguilles, se volatilise dans le vide sans se décomposer; à la distillation, elle se décompose en partie, donne de l'hydrogène carboné, des acides carbonique, acétique, sébacique, des huiles colorées, une matière très-odorante, de l'eau et du charbon; à l'air elle brûle comme le suif. Chauffée avec les ⅔ de son poids de potasse à l'alcool et quatre fois son poids d'eau, elle se saponifie et se transforme en glycérine, en acides margarique, oléique, et souvent en acide stéarique; l'air n'a aucune influence sur ce phénomène. La stéarine a été obtenue pour la première fois par M. Chevreul; on peut facilement l'extraire de la graisse de porc; en la traitant par l'alcoöl bouillant, la stéarine cristallise par le refroidissement; il est probable que les stéarines des différens corps gras ne sont pas identiques; celle de l'homme diffère de celle de porc, de mouton et de bœuf, en ce qu'elle est plus soluble dans l'alcool, ne forme point d'acide stéarique par la saponification. La stéarine de graisse de mouton est formée, d'après M. Chevreul, de 78,776 de carbone, de 11,770 d'hydrogène et de 9,454 d'oxigène. Celle d'huile d'olive, d'après M. de Saussure, renferme 82,17 de carbone, 11,232 d'hydrogène, 6,302 d'oxigène et 0,296 d'azote.

1513. *Elaïne.* L'élaïne est une substance incolore, liquide à 4°, insoluble dans l'eau et soluble dans 31 fois ¼ son poids d'alcool bouillant à 0,816 de densité; à 6° elle se congèle en aiguilles; elle se saponifie comme la stéarine, mais elle donne beaucoup plus de glycérine et d'acide oléique. On l'obtient en traitant les graisses par l'alcool, et évaporant les dissolutions après en avoir séparé la stéarine, elle se rassemble à la surface; comme elle renferme encore un peu de stéarine, on la fait congeler, et on exprime la partie liquide; on l'obtient plus facilement des huiles de graines par le procédé indiqué (1245). L'élaïne de graisse de porc est formée, d'après M. Chevreul, de 79,030 de carbone, de 11,422 d'hydrogène et de 9,548 d'oxigène. Les analyses de l'élaïne de graisse humaine et de mouton sont semblables.

1514. *Cétine.* La cétine forme la majeure partie du spermaceti, ou blanc de baleine; on l'obtient en traitant le spermaceti par l'alcool bouillant; la cétine cristallise par le refroidissement. La cétine est blanche, cassante, sans odeur et sans saveur, elle fond à 49°; dans le vide elle se volatilise sans altération; dans un appareil ordinaire, une très-petite portion est altérée et donne de l'eau, de l'acide acetique et des traces de charbon. 100 parties d'alcool à 0,821 de densité dissolvent 2,5 de cétine. Dans la

saponification, elle se transforme en acides margarique, oléique et en éthal : la quantité d'acides margarique et oléique est à la quantité d'éthal comme 16 est à 36.

1515. *Cholestérine.* Cette substance existe dans les calculs biliaires de l'homme; on l'obtient en traitant ces calculs par l'alcool bouillant : la cholestérine se précipite par le refroidissement; elle est sous la forme d'écailles blanches, sans saveur, fusible à 137°; par le refroidissement elle cristallise en lames rayonnées; dans le vide, elle se volatilise sans altération; dans les appareils ordinaires, elle se colore et forme une grande quantité de liquide huileux qui n'est ni acide ni ammoniacal; 100 parties d'alcool bouillant, de 0,816 de densité, en dissolvent dix huit parties; l'acide nitrique la transforme en un acide particulier; la potasse ne lui fait éprouver aucune altération. La cholestérine est formée, d'après M. Chevreul, de 85,095 de carbone, de 11,880 d'hydrogène et de 3,025 d'oxigène.

1516. *Éthal.* Le mot éthal est formé de la réunion des deux premières syllabes des mots éther et alcool; M. Chevreul a ainsi désigné la substance dont il s'agit, à cause des rapports de composition qui existent entre ces trois substances; elles sont toutes trois formées d'eau et d'hydrogène bi-carboné.

L'éthal est solide, incolore, insipide, translucide, insoluble dans l'eau, soluble en toutes proportions dans l'alcool à 0,812 de densité; il fond à 48°, cristallise en lames brillantes par le refroidissement. Chauffé au bain de sable, il se volatilise sans s'altérer; les alcalis sont sans action sur lui. On l'obtient en décomposant le savon de cétine par l'acide tartrique, faisant bouillir le résidu avec de l'eau de barite, enlevant l'excès de base par l'eau chaude, puis traitant la matière sèche par l'alcool, qui dissout l'éthal et n'agit point sur le margarate et l'oléate de barite; l'éthal se précipite par l'évaporation de la liqueur alcoolique. D'après M. Chevreul, l'éthal est formé de 100 d'hydrogène bi-carboné et de 7,61 d'oxigène et d'hydrogène dans le rapport de l'eau.

1517. *Phocénine.* Cette substance existe dans l'huile de marsouin, mêlée à de l'élaïne et à une petite quantité d'acide phocénique, et dans l'huile de dauphin, mêlée à ces différentes substances et à de la cétine. On extrait la phocénine de l'huile de marsouin en la traitant à chaud par les 0,9 de son poids d'alcool à 0,797 de densité, laissant refroidir, filtrant et distillant, traitant le résidu acide par le carbonate de magnésie; séparant l'huile claire et la traitant par l'alcool faible et froid : il dissout seulement la phocénine, que l'on obtient pure par l'évaporation de l'alcool. La phocénine est liquide à 17°, sa densité est de 0,954, son odeur est faible et toute particulière; elle est insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool; la potasse la transforme en acide phocénique, en glycérine et en acide oléique.

1518. *Butyrine.* La butyrine existe dans le beurre, unie à l'élaïne, à la stéarine et à une petite quantité d'acide butyrique. On l'extrait en séparant le beurre de la matière caséeuse, par la fusion et la décantation, laissant pendant quelques jours le

beurre dans un vase profond, à la température de 19°, pour faciliter la séparation de la stéarine, filtrant la matière oléagineuse qui surnage, la traitant à froid pendant vingt-quatre heures par un égal poids d'alcool à 0,796 de densité, évaporant la dissolution alcoolique, saturant l'acide butyrique par le sous-carbonate de magnésie; on enlève le butyrate par l'eau: on fait chauffer avec l'alcool et on évapore. La butyrine est liquide à 19°, se congèle à 0°; son odeur est celle du beurre chaud; elle est blanche ou jaune, suivant que le beurre a l'une ou l'autre de ces couleurs. Elle est insoluble dans l'eau; très-soluble dans l'alcool; par la saponification elle se transforme en acides butyrique, caproïque, caprique, margarique, oléique et en glycérine.

1519. *Hircine.* Elle existe dans les graisses de bouc et de mouton: mêlée à l'élaïne, elle forme la partie fluide de ces graisses; comme elle est beaucoup plus soluble dans l'alcool que l'élaïne, on peut l'obtenir par un procédé analogue à celui que nous avons décrit pour obtenir la butyrine; elle a été peu examinée; son caractère distinctif est de former de l'acide hircique par la saponification.

1520. MM. Bussy et Lecanu ont fait, sur la distillation des corps gras essentiellement composés d'élaïne et de stéarine, des observations importantes, dont nous allons rapporter les principales. Les produits fournis par des huiles végétales et des graisses animales paraissent les mêmes On peut distinguer trois époques différentes dans la distillation de ces corps; elles sont caractérisées par la nature des produits que l'on obtient. La première donne des gaz et une matière liquide qui acquiert une consistance molle par le refroidissement; elle est formée d'acides margarique, oléique, sébacique, d'une huile légèrement odorante, d'une huile empyreumatique fixe, relativement à la précédente, et d'une matière particulière très-volatile, très-odorante, non acide et soluble dans l'eau. La seconde ne laisse plus dégager de gaz fétide, et on obtient une huile liquide à 0°, d'une odeur légèrement empyreumatique, qui lavée ne rougit point le tournesol, elle est peu soluble dans l'alcool, insoluble dans l'eau, inaltérable par les alcalis et volatile. Enfin, lorsque la cornue commence à rougir, on obtient une matière jaune-orangé qui se condense dans le col de la cornue, et pour résidu, du charbon: cette matière jaune est sans odeur et sans saveur, fusible à 100°, un peu soluble dans l'alcool et très-soluble dans l'éther. Les huiles et les graisses donnent d'autant plus d'acides solides, qu'elles renferment plus de stéarine: 2k 500 de suif ont donné 800 grammes d'acide margarique. M. Dupuy a remarqué qu'on obtenait beaucoup plus d'acides solides en distillant les huiles et les graisses à une température inférieure à celle de l'ébullition.

§ III.

Des Acides Animaux.

1521. Nous diviserons ces acides en trois classes : les Acides Oxigénés, les Acides Hydrogénés et les Acides Gras.

Acides Oxigénés.	*Acides Hydrogénés.*	*Acides Gras.*
Acide urique.	Acide hydro-cyanique.	Acide sébacique.
Acide pyro-urique.	Acide hydro-cyanique ferruré.	Acide cholestérique.
Acide purpurique.	Acide chloro-cyanique.	Acide stéarique.
Acide rosacique.		Acide margarique.
Acide amniotique.		Acide oléique.
Acide lactique.		Acide phocénique.
Acide formique.		Acide butyrique.
Acide caséique.		Acide caproïque.
Acide cyanique.		Acide caprique.
		Acide hircique.

Acides Oxigénés.

1522. *Acide Urique.* Cet acide, découvert par Schéele, n'a encore été trouvé que dans les urines de l'homme, des oiseaux, des serpens et dans les matières excrémentielles de la phalène, du ver-à-soie ; il forme la poudre jaune que les urines laissent précipiter, tous les calculs vessiculaires humains qui sont jaunâtres, et la substance blanche qui se trouve dans les excrémens des oiseaux. On l'obtient en traitant à chaud les dépôts d'urine ou les calculs urinaires jaunes par un excès de soude ou de potasse en dissolution dans l'eau, filtrant et versant de l'acide hydro-chlorique, l'acide urique se précipite en paillettes blanches : on les recueille sur un filtre et on lave jusqu'à ce que les eaux cessent d'être troublées par le nitrate d'argent. L'acide urique est solide, d'un blanc jaunâtre, sans odeur et sans saveur ; il agit à peine sur le tournesol ; à la distillation, il donne de l'hydro-cyanate et du carbonate d'ammoniaque, une liqueur épaisse qui renferme du pyro-urate d'ammoniaque ; il se sublime ensuite de l'acide pyro-urique, une huile très-colorée et il se forme un résidu de charbon ; pendant tout le cours de l'opération, on obtient les gaz que fournit la distillation de toutes les matières animales. L'acide urique est insoluble dans l'alcool, l'eau bouillante n'en dissout que $\frac{1}{150}$. Tous les urates sont insolubles, excepté ceux dont la base est soluble et en excès ; tous sont décomposés par presque tous les acides. L'acide urique est décomposé par l'acide nitrique bouillant ; il se forme de l'eau, de

l'azote, de l'acide carbonique, de l'oxide d'azote, de l'acide hydro-cyanique, de l'acide purpurique, de l'ammoniaque, et probablement des acides acétique, malique et oxalique; à une certaine époque, la matière prend une teinte rouge carminée que M. Vauquelin croit être due à une substance particulière. Mis en contact avec du chlore gazeux et humide, on obtient en peu de temps de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, de l'oxalate d'ammoniaque, de l'acide purpurique, de l'acide carbonique, de l'acide hydro-chlorique et de l'acide malique. Chauffé avec du chlorate de potasse, il se forme de l'azote, de l'eau, de l'acide carbonique et du gaz nitreux. D'après M. Bérard, l'acide urique est formé de 39,16 d'azote, 33,61 de carbone, 18,89 d'oxigène et 8,34 d'hydrogène.

1523. *Acide Pyro-urique.* Cet acide, découvert par M. Wiliams Henry, est l'un des produits de la distillation de l'acide urique; pour l'obtenir pur, il faut recueillir le sublimé blanc qui se forme vers la fin de l'opération, le dissoudre dans l'eau chaude, filtrer, précipiter par l'acétate de plomb, et décomposer le pyro-urate de plomb par l'hydrogène sulfuré. L'acide pyro-urique est blanc, il cristallise en petites aiguilles dures; il est soluble dans l'eau et l'alcool; soumis à l'action de la chaleur, il se fond et se sublime; l'acide nitrique le dissout sans l'altérer. Il forme avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des sels très-solubles qui ne précipitent que les dissolutions salines de tritoxide de fer, de deutoxide de cuivre, d'argent, de mercure et de sous-acétate de plomb; les pyro-urates sont décomposés par presque tous les acides. L'acide pyro-urique est formé de 44,32 d'oxigène, 28,29 de carbone, 16,84 d'azote, 10 d'hydrogène. D'après MM. Chevalier et Lassaigne, dans les pyro-urates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 33,63.

1524. *Acide Purpurique.* Cet acide, découvert par M. Brugnatelli, se forme lorsqu'on traite l'acide urique par l'acide nitrique, le chlore ou l'iode; M. Proust, qui lui a donné son nom, ne l'avait obtenu que uni à une matière colorante rouge; depuis, M. Vauquelin l'a obtenu parfaitement blanc. Pour obtenir l'acide purpurique, il faut faire dissoudre, à l'aide d'une douce chaleur, de l'acide urique dans deux fois son poids d'acide nitrique à 34° étendu d'un égal volume d'eau; la dissolution prend une teinte rouge écarlate; on sature avec du lait de chaux; il se forme un sel blanc, cristallin, qui est un sous-purpurate de chaux; on le dissout dans l'eau bouillante, en saturant l'excès de chaux par l'acide acétique; on précipite la chaux par l'acide oxalique, on évapore à siccité; en traitant par l'alcool, on ne dissout que l'acide purpurique, que l'on obtient par l'évaporation. Les eaux-mères du purpurate de chaux sont rouges; en y versant de l'ammoniaque, on obtiendrait un précipité de sous-purpurate de chaux rouge, qui, traité comme précédemment, donnerait de l'acide purpurique de la même couleur. L'acide purpurique est solide, incolore, très-sapide, très-soluble dans l'eau et l'alcool; il fond à une douce chaleur; après le refroidis-

sement, il reste transparent; il sature toutes les bases salifiables. Il est formé, suivant M. Vauquelin, de 37,34 de carbone, de 29,34 d'oxigène, de 17,24 d'hydrogène et de 16,04 d'azote.

1525. *Acide Rosacique.* L'acide rosacique, découvert par M. Proust, n'a encore été trouvé que dans quelques urines; combiné avec l'acide urique, il forme le sédiment rose que laissent déposer les urines que l'on rend pendant le cours de certaines fièvres intermittentes. On l'obtient en lavant ce dépôt, le traitant par l'alcool et évaporant cette dissolution. L'acide rosacique est solide, rouge; il agit sensiblement sur le tournesol, il est très-soluble dans l'eau et l'alcool; il se combine avec les bases salifiables, forme des sels solubles avec la potasse, la soude, l'ammoniaque, la barite, la strontiane et la chaux; il précipite l'acétate de plomb en rose, se combine intimement avec l'acide urique; les acides sulfurique et nitrique le transforment en acide urique; les acides sulfurique et sulfureux lui donnent une belle teinte rouge; il n'a point été analysé.

1526. *Acide Amniotique.* Cet acide, découvert par MM. Buniva et Vauquelin, n'a encore été trouvé que dans les eaux de l'amnios de la vache; on l'obtient en faisant évaporer ces eaux de manière à les réduire au quart de leur volume; l'acide amniotique cristallise par le refroidissement, on le lave avec une petite quantité d'eau pour enlever une matière jaune qui le colore. L'acide amniotique est solide, blanc, brillant, inodore; il rougit sensiblement le tournesol; il est peu soluble dans l'eau et l'alcool à la température ordinaire, mais beaucoup plus à l'aide de la chaleur; il forme des sels solubles avec tous les alcalis; ils sont décomposés par tous les acides; il ne trouble point les dissolutions de nitrate d'argent, de plomb et de mercure, et ne décompose les carbonates alcalins qu'à l'aide de la chaleur.

1527. *Acide Lactique.* L'acide lactique a été découvert par Schéele dans le petit-lait aigri, et par M. Berzélius dans les fluides animaux et la chair musculaire; le procédé indiqué par Schéele pour l'obtenir consiste à réduire le petit-lait à un huitième, à filtrer pour séparer la matière caséeuse, à saturer par la chaux: le phosphate de chaux se précipite; à traiter par l'acide oxalique la matière filtrée jusqu'à ce qu'elle cesse d'être troublée; à faire évaporer en consistance sirupeuse, et à traiter le résidu par l'alcool: ce dernier ne dissout que l'acide lactique; M. Berzélius propose, pour avoir cet acide parfaitement pur, de faire digérer la dissolution alcoolique sur du carbonate de plomb, et de faire passer un courant d'hydrogène sulfuré. L'acide lactique est liquide, peu sapide; sa décomposition par le feu donne les mêmes produits que les matières végétales; il est très-soluble dans l'eau et l'alcool; il forme des sels déliquescens avec la soude, la potasse, l'ammoniaque, la barite, la chaux, la magnésie, l'alumine, l'oxide de plomb. Il attaque et dissout le zinc et le fer avec dégagement d'hydrogène. L'acide que M. Braconnot avait proposé d'appeler Acide Nancéique a beaucoup de rapport avec l'acide lactique.

1528. *Acide Formique.* Cet acide, que quelques chimistes regardent comme étant de l'acide acétique, s'obtient, suivant Gehlen, en saturant le suc exprimé des fourmis par le sous-carbonate de potasse, versant dans la liqueur du sulfate de peroxide de fer, filtrant, évaporant en consistance sirupense et distillant dans nne cornue de verre avec une suffisante quantité d'acide sulfurique; traitant le produit par le carbonate de cuivre; faisant cristalliser le formiate de cuivre et distillant ces cristaux avec les $\frac{2}{3}$ de leur poids d'acide sulfurique. D'après M. Doebereiner, l'acide tartrique en agissant, à l'aide de la chaleur et de l'eau, sur le peroxide de manganèse, se transforme en partie en acide formique; et se transforme en totalité en ce nouvel acide lorsque le mélange renferme de l'acide sulfurique: les proportions que l'on doit employer sont: 2,72 de manganèse, 1 d'acide tartrique, 2 $\frac{1}{4}$ d'acide sulfurique concentré, et 6 à 7 d'eau; une partie de l'acide formique se dégage, l'autre reste à l'état de formiate: pendant le conrs de l'opération il se dégage de l'acide carbonique.

L'acide formique est toujours liquide, incolore; son odeur est piquante; il est volatil, se combine avec l'eau en toutes proportions; forme de l'éther avec l'alcool, et avec les bases salifiables, des sels qui, suivant Gehlen, diffèrent des acétates. Mais les propriétés qui distinguent le plus cet acide, de l'acide acétique, sont: 1° que l'acide sulfurique concentré le convertit, à la température ordinaire, en eau et en oxide de carbone; 2° que, chauffé légèrement avec le nitrate d'argent ou de mercure, il les réduit en formant de l'eau et de l'acide carbonique. D'après M. Berzélius, l'acide formique est composé de 2,86 d'hydrogène, de 64,67 d'oxigène et de 32,47 de carbone.

1529. *Acide Caséïque.* Cet acide est nn des produits de la fermentation du caséum: pour l'obtenir on traite du vieux fromage par l'eau chaude, on filtre, on fait évaporer en consistance sirupeuse, et on traite par l'alcool, qui dissout le caséate et le phosphate d'ammoniaque, de la gomme et du phosphate de chaux: on place la liqueur dans un bocal long et étroit, et on l'abandonne pendant quinze jours, en y versant tous les deux jonrs nne petite quantité d'alcool: la gomme se précipite sous la forme d'un liquide sirupeux; on décante, on évapore et on délaye la matière dans de l'eau, que l'on fait bouillir avec du sous-carbonate de plomb: l'ammoniaque se dégage à l'état de carbonate, et il se forme du phosphate, de l'acétate et du caséate de plomb; ces deux derniers étant solubles, on les sépare du premier par la filtration; il ne reste plus alors qu'à faire passer un courant d'hydrogène sulfuré dans la liqueur, et à faire chauffer pour volatiliser les acides acétique et hydro-sulfurique.

L'acide caséïque est liquide, par l'évaporation il se prend en une masse grenue, semblable au miel; sa saveur est acide, amère et analogue à celle du fromage; distillé, il donne tous les produits des matières animales azotées; il est très-soluble

dans l'eau et l'alcool; l'acide nitrique le transforme en acide oxalique : suivant M. Proust, il se forme de l'acide benzoïque et beaucoup de matière jaune amère; il forme dans la décoction de noix de galle un précipité blanc volumineux, il précipite en blanc le sublimé corrosif, en jaune l'hydro-chlorate d'or, et produit dans le nitrate d'argent un précipité blanc qui passe au jaune et au rougeâtre. La dissolution d'acide caséïque n'est point troublée par le chlore, l'eau de chaux, l'acétate de plomb, l'hydro-chlorate d'étain, les sels de fer, de cobalt, de manganèse, de zinc et de cuivre; il forme avec l'ammoniaque un sel incristallisable, qui existe dans le fromage et lui donne sa saveur.

1530. *Acide Cyanique.* D'après les expériences de MM. Gay-Lussac et Liébig, cet acide est combiné avec les oxides de mercure et d'argent, dans les poudres fulminantes que l'on obtient en traitant le mercure ou l'argent par l'acide nitrique et l'alcool; mais jusqu'ici on n'a pas pu le séparer des bases avec lesquelles il est combiné; lorsqu'on cherche à l'isoler, il se décompose.

1531. Plusieurs chimistes admettent encore d'autres acides, tels que l'acide bombique, que M. Chaussier a retiré du ver-à-soie, celui de la sauterelle, de la punaise; mais ils ont été peu examinés et paraissent analogues à l'acide acétique.

Acides non Oxigénés.

1532. Les acides dont il s'agit ont tous pour base le cyanogène; nous avons déjà parlé de ce corps (117), mais il nous reste encore beaucoup de détails à donner.

1533. *Dissolution de Cyanogène.* La dissolution récente de cyanogène dans l'eau est incolore; mais en peu de jours elle se colore, passe successivement du jaune au brun, et finit par laisser précipiter une matière d'un brun noir; en distillant la liqueur, on obtient de l'eau renfermant de l'hydro-cyanate et du carbonate d'ammoniaque, et pour résidu un liquide qui séparé de la matière brune précipitée, et évaporé à une douce chaleur, laisse déposer des cristaux jaunâtres qui dégagent de l'ammoniaque par la potasse. M. Vauquelin considère ces cristaux comme un sel ammoniacal renfermant un acide nouveau qu'il croit être l'acide cyanique. M. Vauquelin en conservant pendant un hiver un flacon rempli d'une dissolution de cyanogène, y a trouvé des cristaux d'un jaune orangé, qu'il regarde comme des composés de cyanogène et de carbone; il résulte de tous ces faits que l'eau est décomposée par le contact prolongé du cyanogène.

1534. *Action du Cyanogène sur les Alcalis.* Les alcalis en dissolution dans l'eau absorbent facilement le cyanogène. Suivant M. Gay-Lussac, le cyanogène se combine avec les alcalis sans éprouver d'altération, et par l'action d'un acide, l'eau et le

cyanogène sont décomposés ; il se dégage un volume d'acide carbonique égal à celui du cyanogène, et il se forme un volume d'acide hydro-cyanique et un volume de gaz ammoniaque. Ce célèbre chimiste a reconnu, par une expérience directe, que la dissolution de cyanogène dans une dissolution alcaline dégageait par un acide un volume d'acide carbonique égal à celui du cyanogène, et qu'il se formait de l'acide hydro-cyanique et de l'ammoniaque ; il résulte nécessairement de là que l'eau est décomposée, et comme l'acide carbonique est formé d'un volume d'oxigène et d'un volume de vapeur de carbone, il reste dans la liqueur deux volumes d'hydrogène provenant de l'eau décomposée, un volume de vapeur de carbone et un volume d'azote, car le cyanogène est formé de deux volumes de carbone et d'un volume d'azote ; or ces gaz forment exactement un volume de vapeur d'acide hydro-cyanique et un volume de gaz ammoniaque.

D'après M. Vauquelin, les alcalis n'agiraient sur le cyanogène qu'en produisant instantanément sur lui les altérations qu'éprouve lentement sa dissolution dans l'eau ; cependant ces dissolutions ne se colorent promptement qu'autant que le cyanogène est en grand excès. Suivant M. Wocher d'Heidelberg, les dissolutions alcalines de cyanogène formeraient, par la décomposition de l'eau, un cyanate et un hydro-cyanate.

Suivant M. Vauquelin, les oxides non alcalins agiraient comme les alcalis, mais plus lentement.

1535. *Action du Cyanogène sur les Carbonates, l'Hydrogène sulfuré et l'Ammoniaque.* Le cyanogène décompose les carbonates alcalins à la chaleur obscure. Il se combine avec une fois et demie son volume d'acide hydro-sulfurique, et forme une substance jaune qui cristallise en aiguilles fines, très-soluble dans l'eau, et qui ne noircit pas les dissolutions de plomb : la combinaison est lente, l'humidité la favorise. Le cyanogène absorbe aussi une fois et demie son volume d'ammoniaque ; la combinaison n'est complète qu'après plusieurs heures, il se forme une grande absorption et il se dépose une matière brune.

1536. *Cyanures Métalliques.* Jusqu'ici on n'a obtenu que quatre cyanures simples métalliques, ceux de mercure, de potassium, d'argent et d'or ; mais il existe beaucoup de cyanures doubles dont il sera question plus tard.

1537. *Cyanure de Mercure.* S'obtient en faisant bouillir huit parties d'eau, deux parties de bleu de Prusse pulvérisé (hydro-ferro-cyanate de peroxide de fer) et une partie de deutoxide de mercure ; l'hydrogène de l'acide forme de l'eau avec l'oxigène de l'oxide de mercure, et ce métal, en se combinant avec le cyanogène, forme un cyanure qui reste en dissolution dans la liqueur ; on filtre à chaud, et le cyanure cristallise par le refroidissement ; comme ce sel peut encore renfermer une petite quantité d'oxide de fer, M. Proust conseille de le dissoudre dans l'eau, de

le faire bouillir par un excès de deutoxide de mercure et de saturer par de l'acide hydro-cyanique.

Le cyanure de mercure neutre cristallise en prismes quadrangulaires : sa saveur est styptique ; il provoque la salivation ; c'est un poison violent. Il se décompose facilement par la chaleur ; sec, il donne du cyanogène, du mercure, et comme une partie du cyanogène est décomposé, il se dégage de l'azote, et du charbon est mis à nu ; humide, l'eau est décomposée et on obtient de l'acide carbonique, de l'acide hydro-cyanique et de l'ammoniaque ; mêlé avec le tiers de son poids de soufre, à la température de la fusion du soufre, il se manifeste une action très-vive, et il se dégage de l'azote, du sulfure de carbone, du cyanogène, et il reste dans la cornue du proto-sulfo-cyanure de mercure : ce dernier refroidi, pulvérisé et chauffé de nouveau, se décompose en cyanogène et sulfure de mercure. Les dissolutions alcalines, l'acide nitrique et l'acide sulfurique étendu ne décomposent point le cyanure de mercure. Les acides hydro-sulfurique, hydro-chlorique et hydriodique, font passer le cyanogène qu'il renferme à l'état d'acide hydro-cyanique. Parmi les sels on ne connaît que l'hydro-chlorate de protoxide d'étain qui agisse sur le cyanure de mercure : par la décomposition de l'eau, il transforme le cyanogène en acide hydro-cyanique. Les dissolutions de cyanure de mercure dissolvent à chaud une grande quantité de deutoxide de mercure ; cet oxide est dissous sans être décomposé, la liqueur devient très-alcaline, cristallise en houppes soyeuses ; évaporé à siccité, ce composé se charbonne facilement. Les dissolutions de cyanure de mercure sont précipitées par les dissolutions de cyanure d'iode en cristaux blancs nacrés qui, d'après M. Caillot, sont composés d'iodure et de cyanure mercuriels.

1538. Le cyanure de potassium s'obtient en chauffant ce métal dans le cyanogène ; le cyanure d'argent, en versant de l'acide hydro-cyanique ou de l'hydro-cyanate de potasse dans du nitrate d'argent : il est blanc, insoluble et se comporte à la chaleur comme le cyanure de mercure. M. Gay-Lussac pense que le précipité qu'on obtient en versant une dissolution d'hydro-cyanate de potasse dans l'hydro-chlorate d'or, est aussi un cyanure.

Acide Hydro-cyanique.

1539. Cet acide, découvert par Schéele, qui lui avait donné le nom d'Acide Prussique, a été obtenu pur pour la première fois par M. Gay-Lussac, qui lui a donné le nom qu'il porte aujourd'hui ; il est liquide, incolore ; sa densité à 7° est de 0,70783 ; il bout à 26°,5 ; sous la pression de $0^m,76$, la densité de sa vapeur est de 0,9476 ; il se congèle à 15°. Comme il est très-volatil, lorsque l'on en verse une goutte sur du papier, le froid produit par la portion d'acide qui se volatilise fait congeler celle qui

reste : c'est le seul corps qui présente ce phénomène ; il rougit faiblement le tournesol, son odeur est extrêmement forte et produit sur-le-champ des étourdissemens ; sa vapeur disseminée dans une très-grande quantité d'air a l'odeur des amandes amères. L'acide hydro-cyanique est le poison le plus violent qui existe. M. Magendie rapporte qu'ayant introduit dans la gueule d'un chien un tube qui renfermait quelques gouttes d'acide hydro-cyanique, l'animal fit deux grandes inspirations et tomba roide mort; quelques atomes appliqués sur l'œil d'un autre individu ont produit le même effet ; une goutte du même acide, dissous dans quatre gouttes d'alcool, ayant été injectée dans la veine jugulaire d'un troisième chien, à l'instant il tomba mort comme s'il eût été frappé d'un boulet ou de la foudre.

1540. L'acide hydro-cyanique est décomposé par un courant galvanique; l'hydrogène se porte au pôle négatif, et le cyanogène au pôle positif; abandonné à lui-même dans des vases fermés, il se décompose souvent en moins d'une heure ; il prend d'abord une teinte brune, et se convertit ensuite en une masse noire qui exhale une odeur très-vive d'ammoniaque et qui est formée d'hydro-cyanate d'ammoniaque et de carbone uni à l'azote. Lorsqu'on fait passer sa vapeur à travers un tube de porcelaine incandescent, elle n'est jamais complètement décomposée : il se dégage de l'hydrogène, de l'azote, du cyanogène, beaucoup d'acide et il se dépose du charbon ; il est très-combustible. A la température de 20° il augmente beaucoup le volume des gaz ; il se dissout facilement dans l'eau et l'alcool.

1541. Le phosphore et l'iode en vapeur ne l'attaquent point; le soufre l'absorbe et forme un composé solide qui paraît être formé de cyanogène et d'acide hydro-sulfurique. Le potassium mis en contact à chaud avec un excès de vapeurs d'acide hydro-cyanique, dégage de l'hydrogène et forme un cyanure qui, mis en contact avec l'eau, se transforme sans dégagement de gaz en hydro-cyanate : il agit comme sur les acides hydro-chlorique et hydriodique ; le fer sec ne l'attaque point, mais lorsqu'il est humide, il dégage lentement de l'hydrogène et forme du bleu de Prusse. Mis en contact avec les oxides secs, il se forme de l'eau et un cyanure ; lorsque les oxides sont facilement réductibles, l'action a lieu à la température ordinaire, tels sont les oxides de mercure, d'argent ; dans le cas contraire, il faut élever la température. Mis en contact avec les oxides humides, il se combine avec ceux qui sont difficile à réduire, et forme des cyanures métalliques avec les autres. L'acide hydro-cyanique précipite les sels de protoxide de mercure et forme du deuto-cyanure ; il précipite le nitrate d'argent en blanc, le carbonate acide de fer en vert qui passe au bleu ; il trouble les dissolutions de sulfures hydrogénés et de savon ; il ne paraît pas avoir d'action sur les autres dissolutions salines.

1542. L'acide hydro-cyanique paraît exister dans les feuilles de laurier-cerise, dans les amandes amères, les amandes des cerises noires, les feuilles et les fleurs de pêcher



et dans plusieurs écorces. Il se forme dans toutes les distillations de matières végétales et animales azotées, et dans l'action de l'acide nitrique sur ces substances. On l'obtient par deux procédés.

1543. Le premier consiste à décomposer le cyanure de mercure par l'acide hydro-chlorique; l'eau est décomposée; il se forme du deuto-chlorure de mercure, et on obtient un dégagement d'acide hydro-cyanique, mêlé d'un peu de vapeur d'eau et d'acide hydro-chlorique; pour le purifier, on fait passer les vapeurs successivement à travers du chlorure de calcium, qui absorbe l'eau, et de la chaux, qui sépare de l'acide hydro-chlorique. L'appareil est composé d'une cornue de verre tubulée, communiquant avec un tube horizontal de 0,m6 de longueur, et de 0,m015 de diamètre, courbé à son extrémité et plongeant dans un flacon; les deux tiers du tube horizontal, à partir de la cornue, sont remplis de fragmens de chlorure de chaux, et l'autre tiers de fragmens de marbre; on introduit dans la cornue le cyanure de mercure et l'acide par le tube de sûreté; on environne le tube horizontal et le flacon de glace, et on chauffe légèrement : lorsqu'il s'est dégagé une certaine quantité d'acide, on suspend le feu, on enlève la glace qui recouvre le tube horizontal, et on le chauffe légèrement; l'acide hydro-chlorique pur se volatilise et vient se condenser dans le flacon.

Le second procédé, dû à M. Vauquelin, consiste à décomposer le cyanure de mercure par l'acide hydro-sulfurique; il se forme du sulfure de mercure et de l'acide hydro-cyanique, que l'on sépare de la vapeur d'eau et de l'acide hydro-sulfurique qu'il renferme, en le faisant passer à travers des fragmens de chlorure de calcium et de carbonate de plomb. L'appareil est composé d'un ballon d'où se dégage de l'hydrogène sulfuré, et d'un tube horizontal long, d'un grand diamètre, placé au-dessus d'un fourneau et qui renferme le cyanure de mercure, et vers l'extrémité, le chlorure de calcium et le carbonate de plomb. A l'extrémité de ce tube, se trouve un petit tube communiquant avec un flacon environné d'un mélange frigorifique. On commence par faire chauffer le tube horizontal, et ensuite on dégage l'acide hydro-sulfurique; l'acide hydro-cyanique pur se condense dans le flacon.

Lorsqu'on veut obtenir l'acide hydro-cyanique en dissolution dans l'eau, on fait passer un courant d'acide hydro-sulfurique dans une dissolution de cyanure de mercure, et on agite la liqueur avec du sous-carbonate de plomb pour absorber l'hydrogène sulfuré qui y reste en dissolution.

1544. M. Gay-Lussac a analysé le cyanogène par le procédé suivant. En faisant passer une quantité déterminée de vapeurs hydro-cyaniques à travers un tube de porcelaine incandescent, renfermant quelques fragmens de fer, ces vapeurs sont entièrement décomposées; on obtient un volume d'hydrogène, un volume d'azote, et un dépôt de charbon; pour estimer la quantité de ce dernier, on répète la même

expérience ; mais en introduisant du deutoxide de cuivre dans le tube, on obtient alors pour produit de la décomposition deux volumes d'acide carbonique et un volume d'azote ; or comme l'acide carbonique est formé d'un volume d'oxigène et d'un volume de vapeur de carbone, il s'ensuit que l'acide hydro-cyanique est composé d'un volume d'hydrogène, d'un volume d'azote et de deux volumes de carbone, ou bien de ½ volume d'hydrogène, de ½ volume d'azote et d'un volume de carbone ; ou bien encore d'un demi-volume d'hydrogène et d'un volume de cyanogène ; dans la vapeur hydro-cyanique ces volumes sont condensés en un seul, car la somme de leur densité est égale à celle de cette vapeur.

1545. *Hydro-cyanates.* L'acide hydro-cyanique se combine avec tous les oxides alcalins et forme des sels qui sont toujours avec excès de base ; plusieurs oxides, tels que ceux de mercure, d'argent et d'or, sont réduits par cet acide, et passent à l'état de cyanures ; d'autres, tels que l'alumine, la zircone, ne se combinent point avec lui et n'en éprouvent aucune altération.

1546. Les hydro-cyanates alcalins et terreux sont tous plus ou moins solubles ; ils sont décomposés par tous les acides, même par l'acide carbonique ; par le contact de l'air ils passent à l'état de carbonates. Leurs dissolutions précipitent plusieurs dissolutions métalliques ; ces précipités sont des cyanures ou des hydro-cyanates.

1547. L'hydro-cyanate de potasse précipite les sels de protoxide de fer en orangé, qui par le contact de l'air passe au bleu, les sels de deutoxide de fer en bleu pâle qui passe de la même manière au bleu foncé ; il trouble à peine les sels de tritoxide de fer. Calciné en vase clos il passe en partie à l'état de cyanure, en vase ouvert l'acide est complètement décomposé. Une dissolution d'hydro-cyanate de potasse, mise en contact avec du cyanure d'argent, en dissout une partie et reste alcaline ; mais si on y ajoute une nouvelle quantité d'acide, elle devient parfaitement neutre et indécomposable par les acides faibles. Cette même dissolution, mise en contact avec du deutoxide de fer, en dissout une partie, devient jaune, peut se saturer par une addition d'acide, et le composé devient beaucoup plus stable. L'hydro-cyanate de soude paraît se comporter de la même manière.

1548. L'hydro-cyanate d'ammoniaque cristallise en cubes, en prismes ou en aiguilles ; il est très-volatil ; à 22° sa tension est de 0m,45, et de 0m,76 à 36° ; il se décompose avec une extrême facilité.

1549. Quand on met le cyanure de potassium en contact avec l'eau, l'eau est décomposée et donne, sans dégagement de gaz, un hydro-cyanate à un état de saturation constant. Il en résulte que dans tous les hydro-cyanates la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 1 est à 3,426.

Acide Hydro-ferro-cyanique.

1550. Nous avons vu précédemment que l'hydro-cyanate simple de potasse dissolvait de l'oxide de fer, et qu'alors il devenait beaucoup plus stable et pouvait résister à un grand nombre d'acides. En enlevant la potasse de ce sel par un procédé qne nous indiquerons plus tard, on obtient un corps cristallin acide et qui satnre toutes les bases; ce nouvel acide est formé, suivant M. Gay-Lussac, de deux atomes d'acide hydro-cyanique et d'un atome de cyanure de fer. Cette hypothèse est fondée 1° sur ce que les sels alcalins qui renferment ce nouvel acide ne sont point troublés par l'infusion de noix de galle et les hydro-sulfures, ce qui rend très-probable qu'ils renferment le fer à l'état métallique; 2° sur ce que, d'après l'observation de M. Berzélius, le précipité que forme l'hydro-ferro-cyanate de potasse dans une dissolution de plomb est composé d'un corps renfermant deux atomes de cyanures de plomb et un atome de cyanure de fer, d'où il suit qne l'acide combiné avec la potasse renfermait nne quantité d'hydrogène suffisante pour neutraliser l'oxigène de l'oxide de plomb; or c'est ce qui arrive dans l'hypothèse énoncée; 3° sur ce que, d'après M. Robiquet, en décomposant cet acide par la chaleur on obtient beaucoup d'acide hydro-cyanique, du gaz azote, du gaz hydrogène et du fer métallique; or, comme il ne se forme point d'eau, point d'acide carbonique ni d'oxide de carbone, et que le résidu renferme le fer à l'état métallique, il faut nécessairement que l'acide en question contienne le fer non oxidé; et comme on obtient deux volumes d'azote pour un volume d'hydrogène, il y a un volume d'azote qui ne peut pas provenir de l'acide hydro-cyanique, il faut alors qu'il provienne du cyanogène uni au fer.

1551. L'acide hydro-ferro-cyanique est très-soluble dans l'eau et l'alcool, il s'en sépare par l'évaporation en petits cristaux grenus qui, exposés à l'air, prennent une légère teinte bleuâtre; leur saveur est fraîche et n'a rien d'analogue à celle de l'acide hydro-cyaniqne; sa dissolution aqueuse transforme instantanément le tritoxide de fer en bleu de Prusse. Il se combine avec les substances terrestres et alcalines, et forme des sels très-stables; avec la potasse il forme un sel identique avec celui qu'on obtient en traitant l'hydro-cyanate de potasse par l'oxide de fer.

1552. M. Porrett, qui le premier est parvenu à isoler l'acide hydro-ferro-cyanique, le prépare par le moyen suivant: on dissout 50 parties d'hydro-ferro-cyauate de potasse dans une quantité d'eau suffisante, et on y verse 58 parties d'acide tartrique en dissolution dans l'alcool; la potasse se précipite à l'état de tartrate acide, et par l'évaporation spontanée, l'acide cristallise. M. Robiquet emploie un autre procédé: il consiste à traiter le bleu de Prusse par nn grand excès d'acide hydro-chlorique, à décanter et à renouveler l'acide jnsqu'à ce qu'il cesse de se charger de fer, à évaporer

les dernières portions d'acide dans une cloche renfermant de la chaux et où on fait le vide, et enfin à traiter le résidu par l'alcool et à l'abandonner à l'évaporation spontanée; on peut, au lieu de bleu de Prusse, employer l'hydro-ferro-cyanate de potasse. M. Berzélius le prépare en traitant par l'hydrogène sulfuré le précipité que l'on obtient en versant une dissolution d'hydro-ferro-cyanate de potasse dans une dissolution de plomb; ce précipité est formé, comme nous l'avons déjà dit, de cyanure de mercure et de cyanure de fer; on le met encore tont hnmide dans un courant d'hydrogène sulfuré, on enlève l'excès de ce dernier par l'addition d'une quantité convenable de cyanure, on filtre et on évapore dans le vide.

1553. *Hydro-ferro-cyanates.* Lorsque l'on chauffe ces sels à 100°, il se dégage de l'eau et ils se transforment en cyanures métalliques; ainsi ils se comportent comme les hydro-chlorates. Un grand nombre, et surtout ceux qui sont insolubles, peuvent être considérés comme des cyanures doubles.

1554. *Hydro-ferro-cyanate de Potasse.* Ce sel est solide, en cristaux lamelleux, jaune, inodore; sa densité est de 1,833; 100 parties d'eau en dissolvent 27,8 à 12° et 90,6 à 93°,3. A la température de 60° il perd 12,7 d'eau, devient blanc, et se trouve alors transformé en cyanure; chauffé jusqu'au rouge, il ne laisse dégager aucun gaz et commence à éprouver la fusion ignée, en élevant la température jusqu'au point de ramollir le verre; il se dégage de l'azote, et le résidu est un mélange de cyanure de potassium et de quadri-carbure de fer; c'est le cyanure de fer qui se décompose le premier.

1555. L'hydrogène sulfuré et l'infusion de noix de galle n'en précipitent point le fer. L'acide hydro-chlorique s'empare de la potasse. L'acide sulfurique le dissout en produisant beaucoup de chaleur; à 100° la dissolution n'est point altérée; à une température plus élevée il se dégage de l'acide sulfureux, de l'acide carbonique, de l'azote, et il reste des sulfates de potasse de fer et d'ammoniaque; abandonnée dans des vases ouverts, cette dissolution attire l'humidité de l'air, et laisse déposer des cristaux composés de cyanures de potassinm et de fer. Traité à chaud par deux fois son poids d'acide nitrique, l'hydro-ferro-cyanate de potasse laisse dégager du cyanogène, puis de l'acide carbonique et du deutoxide d'azote; il reste des nitrates de potasse et de fer. Les acides sulfurique, hydro-chlorique et acétique, étendus et froids, dissolvent une partie de ce sel; à chaud ils dégagent de l'acide hydro-cyanique et forment un précipité blanc dont la nature n'est pas connue. Ce sel en dissolution dans l'eau et à l'aide de la chaleur est aussi décomposé par le deutoxide de mercure; il se forme un précipité de peroxide de fer, de l'alcali libre et du cyanure de mercure, mais il reste toujours du fer en dissolution.

1556. Lorsqu'on fait chauffer avec la moitié de son poids de soufre le cyanure double de potasse et de fer que l'on obtient en soumettant l'hydro-ferro-cyanate

de potasse à la température de 100°, à la chaleur rouge le cyanure de potasse s'unit au soufre et forme un composé désigné sous le nom de *Sulfo-cyanure*, et le cyanure de fer est décomposé; les cyanures doubles de fer et des autres alcalis agissent de la même manière. Le sulfo-cyanure de potasse mis en contact avec l'eau, la décompose et forme un hydro-sulfo-cyanure qui par la cristallisation retourne à l'état du sulfo-cyanure. Le sulfo-cyanure de potasse a la forme et la fusibilité du salpêtre; ces cristaux sont anhydres; humides et chauffés, une partie se décompose en produisant du carbonate d'ammoniaque et du sulfure de potasse; calcinés dans l'oxigène, il ne reste que du sulfate de potasse : le sulfo-cyanure de potasse est formé, d'après M. Berzélius, de 40,15 de potassium, de 26,88 de cyanogène et de 32,97 de soufre.

1557. La dissolution d'hydro-ferro-cyanate de potasse ne précipite ni les alcalis, ni les acides, ni les sels alcalins; mais elle précipite presque tous les sels des cinq derniers ordres. Ces précipités sont ou des hydro-ferro-cyanates ou des cyanures doubles.

Couleur des Précipités formés par l'Hydro-ferro-cyanate de potasse.

Dans les Dissolutions salines de	Couleurs.	Dans les Dissolutions salines de	Couleurs.
Zircone	Blanc ou jaune serin.	Titane	Rouge brun.
Manganèse	Blanc.	Bismuth	Blanc.
Protoxide de fer	Blanc.	Protoxide de cuivre	Blanc.
Deutoxide de fer	Bleu clair.	Deutoxide de cuivre	Cramoisi.
Tritoxide de fer	Bleu foncé.	Nickel	Vert pomme.
Étain	Blanc.	Plomb	Blanc.
Zinc	Blanc.	Deutoxide de mercure	Blanc.
Cadmium	Blanc.	Argent	Blanc, bleuit à l'air.
Antimoine	Blanc.	Palladium	Olive.
Urane	Couleur de sang.	Or	Blanc, passe au jaune.
Cérium	Blanc.		
Cobalt	Vert d'herbe.		

1558. L'hydro-ferro-cyanate de potasse s'obtient en traitant successivement, par l'acide sulfurique et la potasse, le bleu de Prusse qui est un mélange d'hydro-ferro-cyanate de fer et d'alumine. L'acide sulfurique dissout l'alumine, et la potasse précipite le fer pour se substituer à sa place; on emploie ordinairement parties égales de bleu de Prusse et d'acide sulfurique, étendu de 5 à 6 fois son poids d'eau; on fait chauffer pendant une demi-heure, on filtre jusqu'à ce que les eaux de lavage ne soient plus acides, après quoi on verse de la potasse jusqu'à ce que la matière

soit complètement passée du bleu au brun; on filtre de nouveau, et on fait concentrer. Il paraît que l'on est parvenu à le faire directement en calcinant les matières animales avec de la potasse et du fer. On en fait une assez grande consommation dans les arts. Ce sel desséché à 100° est formé de deux atomes de cyanure de potassium et d'un atome de cyanure de fer.

1559. *Hydro-ferro-cyanate de Barite.* S'obtient comme celui de potasse, jouit des mêmes propriétés; à 40° il abandonne 0,147 d'eau et se transforme en cyanure double.

1560. *Hydro-ferro-cyanate de Chaux.* S'obtient comme celui de potasse, il ne cristallise que quand la matière est en consistance sirupeuse. A 100° il perd 0,396, et se transforme en cyanure double.

1561. *Hydro-ferro-cyanate d'Ammoniaque.* S'obtient comme les précédens; par la calcination en vase clos, l'hydro-cyanate d'ammoniaque se dégage, et le carbure de fer qui se forme à la fin de l'opération s'enflamme comme dans l'oxigène, quoiqu'il soit environné d'azote et qu'il n'éprouve aucune altération; ce phénomène se remarque dans la calcination de tous les hydro-ferro-cyanates métalliques.

1562. *Hydro-ferro-cyanate de Fer* (*Bleu de Prusse.*) Le bleu de Prusse découvert en 1704, par Diesbach et Dippel, est une matière solide, bleue, insoluble dans l'eau, retenant avec force une assez grande quantité d'eau hygrométrique; il supporte la température de 150° sans se décomposer; distillé il donne de l'eau, de l'hydro-cyanate et du carbonate d'ammoniaque, et du carbure de fer qui devient facilement incandescent; sec il s'enflamme facilement et donne pour résidu 0,60 de tritoxide de fer. Exposé à l'air il passe lentement au vert; le chlore lui donne la même teinte, mais les corps désoxigénans, tels que les sulfites, etc, le ramènent. Les alcalis, le deutoxide de mercure en précipitent le fer; les premiers forment des hydro-ferro-cyanates, le dernier un cyanure; l'acide hydro-chlorique le décompose en s'emparant de l'oxide de fer. L'acide sulfurique concentré se combine avec lui et le fait devenir blanc; la couleur reparaît par l'eau; les corps désoxigénans le font passer au blanc, en ramenant l'oxide de fer à l'état de protoxide ou de deutoxide.

1563. Le bleu de Prusse s'obtient dans les laboratoires en versant une dissolution d'hydro-ferro-cyanate de potasse dans une dissolution d'un sel de tritoxide de fer. Dans les arts on emploie le procédé suivant : on calcine dans une chaudière de fonte parties égales de potasse du commerce et de matière animale sèche, jusqu'à la chaleur rouge : il se dégage toutes les substances qui résultent de la distillation des matières animales, et il se forme du cyanure de potassium, et du sulfure de potassium résultant de la décomposition par le charbon du sulfate que contient ordinairement la potasse. On laisse refroidir sans le contact de l'air et en lessive; il faut faire refroidir, parce que la matière étant chaude, l'eau décomposerait une partie du cyanogène, et formerait de l'ammoniaque, et ce refroidissement doit avoir

lieu sans le contact de l'air, parce que l'air pourrait embraser la matiere. La lessive renferme du sous-carbonate, de l'hydro-cyanate, et de l'hydro-sulfate de potasse, provenant, les deux derniers du cyannre et du sulfure qni ont décomposé l'eau; on y verse une dissolution de deux parties d'alun et d'une partie de sulfate de fer, jusqu'à ce qu'il ne se forme plns de précipité; il se dégage de l'acide carbonique, de l'acide hydro-sulfurique, et il se forme un précipité brun, renfermant de l'hydro-ferro-cyanate de protoxide ou de deutoxide de fer et de l'hydro-sulfure de fer. Le précipité est ensuite soumis pendant 25 jours à des lavages à l'eau que l'on renouvelle deux fois par jour; l'hydro-sulfure est emporté, le fer vient à l'état de tritoxide, et la couleur de la matière passe successivement du brun au brun verdâtre et au bleu; il ne reste plus alors qu'à recueillir le précipité sur des toiles et à le faire sécher.

1564. Le bleu de Prusse est nn hydro-ferro-cyanate; les produits qu'on en retire ne laissent aucun doute à cet égard, mais d'après M. Berzélius, il est tantôt à l'état de sel neutre, tantôt à l'état de sous-sel. Préparé en versant une dissolution neutre d'hydro-ferro-cyanate de potasse dans une dissolution également neutre d'hydro-chlorate de peroxide de fer, il est neutre. Obtenu en précipitant le même hydro-cyanate par un sel de protoxide de fer, lavant et exposant à l'air, il est à l'état de sous-sel, parce que le premier précipité étant neutre, l'oxide de fer s'oxigénant acquiert une plus grande capacité de saturation. Le bleu de Prusse à l'état de sous-sel est soluble dans l'eau pùre, mais un sel quelconque et l'acide hydro-chlorique le précipitent; le bleu de Prusse ainsi précipité, jouit encore de la propriété de se redissoudre dans l'eau; celui du commerce est à l'état de sous-sel, et c'est probablement à cause de l'alumine qu'il renferme qu'il n'est pas soluble dans l'eau pnre. Le bleu de Prusse neutre récemment préparé est facilement décomposé par l'hydrogène sulfuré en laissant de l'acide hydro-ferro-cyanique libre; propriété dont ne jonit pas le bleu de Prusse à l'état de sous-sel.

Acide Chloro-cyanique.

1565. Cet acide, découvert par M. Berthollet, était désigné sous le nom d'*Acide prussique oxigéné.* On l'obtient en dissolution, en faisant passer nn conrant de chlore dans nne dissolution d'acide hydro-cyanique, jusqu'à ce qu'elle décolore l'indigo, et absorbant l'excès de chlore en l'agitant avec du mercure; quand on fait chauffer légèrement cette dissolution, on obtient un gaz formé d'acide chloro-cyanique et d'une quantité plus ou moins grande d'acide carbonique. La dissolution d'acide chloro-cyanique n'est précipitée ni par les sels de barite, ni par ceux d'argent;

à l'aide de la potasse elle forme un précipité vert dans les dissolutions de protoxide de fer ; il faut verser l'acide dans la dissolution saline, ajouter un peu d'alcali et enfin un peu d'acide. La vapeur chloro-cyanique est incolore, son odeur est très-vive et provoque le larmoiement. Elle rougit le tournesol et ne détone qu'avec un mélange d'oxigène et d'hydrogène ; à l'aide de la chaleur le potassium la décompose, le chlore et le cyanogène sont absorbés, et une partie de l'acide carbonique est décomposée ; les alcalis l'absorbent rapidement. Les chloro-cyanates en dissolution, traités par la plupart des acides, sont décomposés ; l'acide et l'eau le sont aussi, il se forme de l'ammoniaque, de l'acide hydro-chlorique et de l'acide carbonique.

M. Gay-Lussac a analysé l'acide chloro-cyanique ; il l'a trouvé formé d'un volume de vapeur de carbone, ½ volume d'azote et ½ volume de chlore condensés en un seul volume. (Annales de Chimie, tome xcv).

Acides gras.

1566. Les acides gras sont au nombre de dix (1521), tous contiennent beaucoup de carbone et d'hydrogène ; ils sont tous très-solubles dans l'alcool et très-combustibles.

1567. *Acide Sébacique.* Cet acide, dont le nom dérive du mot latin *sebum*, suif, a été découvert par M. Thénard ; c'est un des produits de la distillation des graisses ; il est solide, inodore, plus dense qne l'eau ; soluble dans ce liquide, mais plus à chaud qu'à froid ; très-soluble dans l'alcool, cristallisable en aiguilles peu consistantes ; sonmis à une température peu élevée, une partie se volatilise, l'autre se décompose. L'acide sébacique forme des sels neutres solubles avec tous les alcalis ; ils sont tous décomposables par la plupart des acides ; les sébates solubles précipitent les dissolutions de plomb, de mercure et d'argent. L'acide sébacique s'obtient en traitant par l'eau bouillante le produit de la distillation du suif, décantant, précipitant la liqueur claire par l'acétate de plomb, décomposant le sébate de plomb par l'acide sulfurique étendu de cinq à six parties d'eau, faisant évaporer et cristalliser la liqueur qui surnage le sulfate de plomb. Cet acide ne renferme point d'azote, car le suif qui le produit n'en contient point.

1568. *Acide Cholestérique.* Cet acide, découvert par MM. Pelletier et Caventon, se prépare en traitant la cholestérine (1515) par un poids égal d'acide nitrique concentré, à l'aide de la chaleur. On obtient d'abord un liquide qui, par le refroidissement, laisse déposer une matière jaune formée d'acide cholestérique et d'acide nitrique ; on la purifie par des lavages à l'eau bouillante, en y ajoutant un peu de carbonate de plomb, et ensuite en la dissolvant dans l'alcool, filtrant et faisant évaporer à siccité ou spontanément ; dans le premier cas l'acide est jaune, dans le second il est en aiguilles blanches. L'acide cholestérique entre en fusion à 58° ; sa densité est inter-

médiaire à celle de l'eau et de l'alcool ; sa saveur est très-faible et légèrement styptique ; son odeur est analogue à celle du beurre ; il est très-soluble dans l'alcool, dans les éthers sufuriqne et acétique, dans la plupart des huiles essentielles ; mais il est insoluble dans l'eau, les huiles fixes et les acides végétaux ; l'acide nitrique le dissout sans l'altérer, l'acide sulfurique le charbone par un contact prolongé.

1569. L'acide cholestérique se combine avec la plupart des bases salifiables et forme des sels dont la couleur varie du jaune au rouge ; ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque sont solubles et déliquescens, la plupart des autres sont insolubles ou peu solubles ; tous sont décomposés par tous les acides minéraux et végétaux, excepté l'acide carbonique. MM. Pelletier et Caventon, en analysant les cholestérates de plomb et de barite, ont trouvé la même anomalie que présentent les oxalates de ses bases (1155).

1570. *Acide Stéarique.* Cet acide a été ainsi désigné par M. Chevreul, à qui on en doit la découverte, du nom στέαρ, *suif*, parce qu'il est un des produits de la saponification de cette graisse. L'acide stéarique est blanc, insipide il renferme toujours un peu d'eau. Sa densité est plus petite que celle de ce liquide. Il fond à 70° et cristallise en aiguilles blanches par le refroidissement ; à chaud il rougit facilement le tournesol ; dans le vide il se volatilise sans s'altérer, dans l'air une partie se décompose. Il est insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool et la plupart des corps gras ; lorsqu'on le chauffe suffisamment il brûle dans l'air à la manière de la cire ; l'acide nitrique le décompose. Pour obtenir l'acide stéarique, on commence par saponifier à 100° cent parties de graisse de porc par vingt-cinq parties de potasse caustique dissonte dans cent parties d'eau ; on reconnaît que la saponification est complète lorsque la matière est homogène et complètement soluble dans l'eau bouillante, alors on recueille le savon, on le sépare de l'eau ; ce savon contient du stéarate, du margarate et de l'oléate de potasse ; pour séparer l'oléate on le fait macérer pendant 24 heures dans le double de son poids d'alcool à 0,821 de densité, l'oléate seul est dissons ; pour séparer le margarate on dissout la matière dans de l'alcool bouillant, le stéarate se précipite par le refroidissement, mais comme il retient encore un peu de margarate, il faut répéter cette opération, et enfin décomposer à chaud le stéarate par de l'acide hydro-chlorique très-étendu et laver jusqu'à ce que l'eau ne précipite plus le nitrate d'argent. D'après M. Chevreul, l'acide stéariqne sec est formé de 7,377 d'oxigène, de 80,145 de carbone, et de 12,478 d'hydrogène ; ou de 1 volume d'oxigène, 14 volumes de carbone et 27 volumes d'hydrogène.

1571. L'acide stéarique forme des stéarates neutres et des bi-stéarates, qui sont décomposables par presque tous les acides, excepté l'acide carbonique, car à 100° il dégage l'acide carbonique des sous-carbonates alcalins ; dans les stéarates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 3 est à 100, et dans les bi-stéarates comme 3 est à 200.

1572. Le stéarate neutre de potasse s'obtient en faisant chauffer deux parties d'acide stéarique, deux parties de potasse à l'alcool et vingt parties d'eau; par le refroidissement, le sel se dépose en grumeaux; on les dissout dans l'alcool booillant, et par on nouveau refroidissement le sel se dépose en paillettes brillantes; l'éther bouillant enlève une partie de l'acide et le fait passer à l'état de sous-sel. L'action de l'eau sur le stéarate neotre varie suivant sa quantité et la températore; avec dix fois son poids d'eau il forme un mocilage épais; il se dissout dans vingt-cinq parties d'eau bouillante, et par le refroidissement on obtient un précipité de bi-stéarate.

1573. Le stéarate de soude s'obtient en faisant chauffer vingt parties d'acide stéarique, treize de soude et trois cents parties d'eau; l'eau froide ne le dissout point et ne l'altère pas, l'eau booillante se comporte avec lui comme avec le stéarate de potasse.

1574. *Acide Margarique.* Cet acide, découvert par M. Chevreul, tire son nom de son aspect nacré; ses propriétés physiques sont les mêmes que celles de l'acide stéarique, seulement il se fond à 60°. L'acide margarique a été trouvé dans le gras des cadavres; c'est un des produits de la saponification des huiles et des graisses. Pour l'obtenir on peut se servir du savon de graisse de porc, d'où on séparerait le margarate par l'alcool au moyen d'une série d'opérations semblables à celles que nous avons décrites pour obtenir l'acide stéariqoe, attendu que le margarate de potasse est plus soluble dans l'alcool que le stéarate; mais il vaut mieux employer de la graisse humaine, parce que cette substance en se saponifiant ne forme que des oléates et des margarates qu'il est facile de séparer par l'alcool froid qui dissont les premiers et ne dissout pas sensiblement les derniers. M. Chevreul regarde cet acide comme un hydrate; sec il est formé de 8,937 d'oxigène, de 79,053 de carbone et de 12,010 d'hydrogène.

1575. L'acide margarique se combine avec les bases salifiables, et forme des sels qui jouissent des mêmes propriétés et s'obtiennent de la même manière que les stéarates.

1576. *Acide Oléique.* Cet acide, ainsi désigné par M. Chevreul à cause de sa consistance oléagineuse, a une odeur et une saveur rances; sa densité à 19° est de 0,898; à quelques degrés au-dessoos de zéro il se congèle en aigoilles blanches; dans le vide il se volatilise sans altération; dans l'air il se décompose en partie. Il est très-solnble dans l'alcool et insoluble dans l'eau; il décompose les sous-carbonates alcalins. L'acide oléiqne fait partie du gras des cadavres et de tous les savons; on l'obtient en traitant le savon de graisse par l'alcool froid, qoi ne dissout presque que l'oléate; on évapore à siccité, et l'on traite de nouveau par l'alcool pour séparer les dernières portions de margarate et de stéarate; lorsqu'on a l'oléate pur, il ne reste plus pour obteuir l'acide oléique qu'à le décomposer à chaud par l'acide tartrique. D'après M. Chevreol, l'acide oléique renferme 3,95 d'eau sur 100 d'acide oléique sec; ce dernier est composé de 7,699 d'oxigène, de 80,942 de carbone et de 11,359 d'hydrogène.

1577. L'acide oléique se combine avec toutes les bases, et forme des sels neutres, acides ou avec excès de hase, qni ont la même capacité de saturation que les stéarates et les margarates.

1578. L'oléate neutre de potasse s'obtient en chauffant nne partie d'acide oléique, une partie de potasse à l'alcool, et cinq parties d'eau, et opérant comme pour obtenir les stéarates (1572). Ce sel est pulvérulent; il forme une gelée transparente avec deux parties d'eau, et un liquide sirupeux avec quatre parties; dissous dans une grande quantité d'eau, il lui cède une portion de sa base, et passe à l'état de sur-oléate; presque tous les acides le décomposent, l'acide carbonique lui-même à la température de 5°. L'oléate acide se forme directement en combinant 103,5 d'acide oléique, 400 d'eau et 9,21 de potasse.

1579. L'oléate de soude s'obtient en chauffant une partie d'acide, 0,66 de soude et cinq parties d'eau; ce sel est déliquescent; presque tous les autres oléates sont insolubles, et peuvent s'ohtenir par la voie des doubles décompositions.

1580. *Acide Phocénique.* Cet acide, découvert par M. Chevrenl, est un des produits de la saponification de la phocénine (1517); on le trouve tout formé, mais en très-petite quantité, dans les huiles de dauphin et de marsouin, et dans les baies de *viburnum opulus.* Cet acide est liquide, incolore; sa densité à 28° est de 0,932; son odeur est forte et analogue à celle de l'acide acétique et dn beurre fort, sa saveur est acide et très-piquante; il reste liquide à 9°; dans le vide il se volatilise sans altération, dans l'air il se décompose en partie, à moins qn'il ne soit en dissolution dans l'ean; il s'enflamme à la manière des hniles essentielles. L'eau à 30° en dissout $\frac{1}{18}$, l'alcool à 0,794 de densité le dissout en toute proportion; la dissolution aqneuse se décompose spontanément dans des vases qni renferment de l'air. L'acide phocéniqne s'ohtient en saponifiant par la potasse de l'huile de marsonin ou de dauphin, traitant par l'eau la masse savonneuse et décantant; le dépôt est formé de margarate et d'oléate de potasse, et la liqueur claire de phocénate, d'oléate et de glycérine; on ajoute à cette liqueur nn petit excès d'acide tartrique, on filtre pour séparer les acides margarique et oléique, et on distille; tout l'acide phocéniqne se dégage avec l'eau; on sature par de la barite; on met le phocénate de barite sec dans un tnbe avec 33,4 d'acide sulfurique à 66° étendu de 33,4 d'eau: par l'agitation la décomposition a lieu; on obtient de l'eau saturée d'acide phocénique, et au-dessus, de l'acide phocénique hydraté; en enlevant ce dernier et ajoutant 33,4 d'eau, on obtient une nouvelle quantité d'acide phocéniqne bydraté. Cet acide, d'après M. Chevreul, contient 9,89 d'eau pour 100 d'acide sec, et ce dernier est formé de 26,030 d'oxigène, de 66,390 de carbone et de 7,580 d'hydrogène.

1581. L'acide phocénique se combine avec tontes les bases salifiables et forme des sels dont la capacité de saturation est beaucoup plus grande que celle des acides

stéarique, margarique et oléique; dans les phocénates neutres la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 8,65 est à 100.

1582. *Acides Butyrique*, *Caproïque*, *Caprique*. Ces acides sont le résultat de la saponification de la butyrine (1518); le premier existe tout formé, mais en petite quantité, dans le beurre. On les obtient tous trois par le procédé suivant: après avoir saponifié le beurre et délayé le savon dans l'eau, on décompose la dissolution par un excès d'acide tartrique, on filtre et on distille; les trois acides se vaporisent avec l'eau; on sature par de l'eau de barite. Pour séparer ces trois sels on évapore à siccité, et en traitant le résidu par des quantités d'eau convenables, on parvient à les isoler; 100 parties d'eau dissolvent 36 parties de butyrate à 10°, 8 de caproate à 10°,5 et 0,5 de caprate à 20°; il ne reste plus alors, pour obtenir ces acides, qu'à décomposer ces sels par des quantités convenables d'acide sulfurique.

1583. L'acide butyrique s'obtient en traitant 100 parties de butyrate de barite par 63 parties d'acide sulfurique étendu de 63 parties d'eau. L'acide butyrique est liquide, presque incolore, son odeur est forte. Chauffé dans le vide ou avec l'eau, il se volatilise sans s'altérer; dans l'air il se décompose en partie. Il est soluble dans l'eau en toute proportion; il brûle à la manière des huiles essentielles. Il forme des sels dans lesquels la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 10,3 est à 100; l'acide hydraté renferme 11,6 d'eau sur 100 d'acide sec; ce dernier est formé de 30,585 d'oxigène, de 62,417 de carbone et de 6,998 d'hydrogène.

1584. L'acide caproïque est liquide, incolore; son odeur est analogue à celle de la sueur; sa densité à 26° est de 0,922; 100 parties d'eau n'en dissolvent pas 1,04 à 7°; il forme des sels dans lesquels la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 7,5 est à 100; l'acide hydraté renferme 8,66 d'eau pour 100 d'acide sec; ce dernier est composé de 22,439 d'oxigène, de 68,692 de carbone et de 8,869 d'hydrogène.

1585. L'acide caprique à 16°,5 est en petites aiguilles incolores, il est fusible à 18°; sa saveur est brûlante, son odeur est celle du bouc; sa densité à 18° est de 0,9103; il est très-peu soluble dans l'eau, car 100 parties d'eau à 20° n'en dissolvent que 0,15; l'alcool le dissout en toutes proportions. Il se combine avec les bases et forme des sels dans lesquels la quantité d'oxigène de l'oxide est à la quantité d'acide comme 5,89 est à 100. L'acide hydraté renferme 7,4 d'eau pour 100 parties d'acide sec; ce dernier est formé de 16,142 d'oxigène, de 71,121 de carbone et de 9,737 d'hydrogène.

1586. *Acide Hircique*. Cet acide, découvert par M. Chevreul, est le produit de la saponification de l'hircine; on l'obtient en saponifiant le suif de bouc par la potasse et opérant comme pour extraire l'acide phocénique. L'acide hircique est liquide, son odeur est celle du bouc; il est peu soluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool, il forme avec la potasse un sel déliquescent.

1587. On connaît encore deux autres acides gras : 1° celui qui provient de l'action de l'acide nitrique sur le suif; 2° celui qui résulte de la saponification de la matière grasse de la cévadille. (Ann. de Chimie et de Physique , tom. XIV).

CHAPITRE III.

Composition des parties des Animaux.

1588. Nous examinerons successivement

Les Matières solides.
Les Matières molles.
Les Matières liquides.
Les Corps gazeux.
Les Concrétions morbifiques.
Quelques substances particulières à certains animaux.
Et les Matières salines et terreuses renfermées dans les animaux.

Matières solides.

1589. Les matières solides qu'on rencontre dans les animaux sont :

Les Os.
Les Coquilles.
Les Croûtes.
Les Cornes.
Les Ongles.
Les Écailles.
Les Cheveux.
Les Poils.
La Laine.
Les Plumes.

1590. *Des Os.* Les os, dépouillés des substances qui leur sont étrangères, peuvent être considérés comme un tissu cellulaire dont les cavités contiennent beaucoup de sous-phosphate de chaux, une certaine quantité de sous-carbonate de chaux, peu de phosphate de magnésie et des traces de silice, d'oxide de fer et de manganèse. M. Berzélius et M. Morichini y admettent encore une très-petite quantité de fluate de chaux. Le tissu cellulaire des os se transforme en gélatine par l'eau bouillante.

1591. Les os sont blancs, d'une contexture lamelleuse, de forme très-variable; quand on les calcine à l'air, la matière animale qu'ils renferment se brûle, et le résidu est une masse blanche, poreuse, friable, uniquement formée des substances minérales qui entrent dans la composition des os. Chauffés dans une cornue, ils donnent tous les produits de la distillation des matières animales, et on obtient pour résidu une matière noire, poreuse, qui porte le nom de *Charbon animal.* Macérés dans l'eau bouillante dans des vases ouverts, ils n'abandonnent qu'une très-petite portion de la matière animale qu'ils renferment; chauffés en vases clos sous une pression de

plusieurs atmosphères, ils se ramollissent et l'abandonnent en totalité. Mis en contact avec des acides étendus d'eau qui forment des sels solubles avec la chaux, tels que l'acide hydro-chlorique, l'acide nitrique, les sels se dissolvent, les os se ramollissent, conservent leur forme, deviennent translucides, et ne sont plus formés que de tissu cellulaire. Les principes constituans des os varient avec l'espèce des animaux, et dans chacune avec l'âge de l'individu. En général ils renferment d'autant moins de tissu cellulaire que l'individu est d'un âge plus avancé. D'après M. Vauquelin, les os de bœuf sont composés de 50 de tissu cellulaire, 37 de phosphate de chaux, 10 de carbonate de chaux, 1,3 de phosphate de magnésie, de traces d'alumine, de silice, d'oxide de fer et de manganèse.

1592. Les os sont très-employés : 1° traités par l'eau bouillante en vases ouverts ou mieux en vases clos, ils fournissent de bons bouillons; 2° concassés ils sont employés comme engrais; 3° traités par l'acide hydro-chlorique faible, ils se réduisent en tissu cellulaire qui se transforme en gélatine par l'ébullition dans une petite quantité d'eau; 4° calcinés en vases clos et broyés, ils forment le charbon animal; 5° enfin, distillés avec d'autres matières animales, de vieux chiffons de laine, etc, ils servent à fabriquer le sel ammoniaque. Nous donnerons quelques détails sur ces deux dernières fabrications.

1593. La fabrication du noir animal consiste à placer les os dans des chaudières de fonte peu épaisses de 40 à 50 centimètres de diamètre, fermées par un couvercle luté avec de l'argile; ces marmites sont introduites dans un fourneau à réverbère, chauffé avec du bois ou du charbon; aussitôt que la température est suffisamment élevée, les gaz combustibles qui se dégagent de la matière animale en décomposition, s'échappent à travers les fissures de l'argile, brûlent dans le fourneau dont ils élèvent beaucoup la température; lorsque les flammèches qui bordent les couvercles ont cessé, on retire les marmites, on les laisse refroidir; les os en sont ensuite retirés pour être portés au moulin. Le noir animal est très-employé dans les raffineries de sucre pour la clarification des sirops. D'après les mémoires de M. Bussy et de M. Payen, il paraît prouvé, 1° que la propriété décolorante est inhérente au carbone; 2° qu'elle est d'autant plus grande que le carbone est plus divisé; 3° que le charbon qui provient des matières végétales et animales, renfermant peu de substances salines, a très-peu de faculté décolorante; 4° que ces matières, calcinées avec de la potasse, fournissent un charbon de très-bonne qualité; 5° que le charbon animal agit, en se combinant avec les matières colorantes, comme l'alumine.

1594. Pour fabriquer le sel ammoniaque, on distille les matières animales dans de grands cylindres de fonte communiquant par des tuyaux avec des tonneaux, disposés comme un appareil de Wolff; le dernier est terminé par un tuyau qui ramène les gaz combustibles au foyer; les produits de la distillation sont de l'eau,

de l'huile, de l'acétate, de l'hydro-cyanate et une grande quantité de sous-carbonate d'ammoniaque. La liqueur, séparée de l'huile, est traitée à froid par le sulfate de chaux; il se forme du sous-carbonate de chaux et du sulfate d'ammoniaque; on sépare ce dernier par la filtration, alors on ajoute à la liqueur un excès de sel marin et on fait concentrer; par la sublimation, on sépare l'hydro-chlorate d'ammoniaque du sel marin et du sulfate de soude, et on le purifie par de nouvelles sublimations.

1595. Les dents sont formées de la même manière que les os, seulement elles renferment moins de matières animales et plus de phosphate de chaux. Les os fossiles ne contiennent point de matière animale, elle est remplacée par du carbonate de chaux ou de la silice. M. Berzélius et M. Morichini admettent l'existence du fluate de chaux dans l'émail des dents et dans l'ivoire fossile.

1596. *Coquilles.* D'après M. Hatchett, toutes sont formées de matière animale et de carbonate de chaux; dans celles qui sont très-compactes et qui ressemblent à de la porcelaine, la matière animale est en petite quantité; c'est le contraire dans celles qui sont formées de couches superposées distinctes, comme les huîtres. M. Vauquelin a cependant trouvé du phosphate de chaux, du carbonate de magnésie et de l'oxide de fer dans les coquilles d'huîtres.

1597. Les concrétions formées par les zoophytes ont, d'après M. Hatchett, une composition analogue; elles ne renferment pour la plupart que du carbonate de chaux et de la matière animale; quelques-unes, tels que le corail rouge, contiennent du phosphate de chaux, et il en est, telles que les éponges, qui ne renferment pour ainsi dire que de la matière animale. Cependant M. Vogel n'a trouvé dans le corail que des carbonates de chaux et de magnésie, de l'eau, de l'oxide de fer, du sulfate de chaux et du sel marin. M. Fifs a trouvé que les éponges renfermaient de l'iode.

1598. *Croûtes.* On désigne sous ce nom l'enveloppe osseuse des crustacés; elles sont formées de matière animale, de carbonate et de phosphate de chaux.

1599. *Cornes, Ongles, Écailles.* Ces matières ont entre elles la plus grande analogie; elles se ramollissent par l'action de la chaleur, et ne renferment que très-peu de sels; suivant M. Hatchett, elles sont uniquement formées d'albumine coagulée, et suivant M. Vauquelin, de mucus desséché et d'une petite quantité d'huile à laquelle elles doivent leur souplesse et leur élasticité.

1600. *Cheveux.* D'après M. Vauquelin, les cheveux sont formés d'une matière animale, analogue à l'albumine coagulée ou au mucus desséché, d'une huile blanche concrète, d'une huile épaisse dont la couleur est celle des cheveux, de phosphate de chaux, de carbonate de chaux, d'oxide de fer, de manganèse, de silice et de soufre; dans les cheveux blancs, l'huile concrète est incolore. Les cheveux résistent long-temps à la putréfaction; ils se dissolvent dans l'eau au-dessus de 100°, il se dégage toujours de l'hydrogène sulfuré et d'autant plus que la température est plus

élevée ; l'eau chargée d'une petite quantité d'alcali les dissout beaucoup plus facilement; les cheveux noirs et rouges dégagent, pendant leur dissolution, de l'hydrosulfure d'ammoniaque. Les acides sulfurique et hydro-chlorique étendus les colorent en rose et les dissolvent. L'acide nitrique les jaunit et les dissout ensuite, il se forme des acides sulfurique et oxalique; le chlore les blanchit et les transforme en une pâte visqueuse; l'alcool bouillant dissout la matière huileuse des cheveux; enfin, les sels de mercure, de plomb et de bismuth font passer au noir les cheveux blancs, rouges et châtains.

1601. *Les Poils, la Laine et les Plumes* paraissent avoir la même composition que les cheveux; les poils sont recouverts de petites écailles entuilées dans le sens du sommet à la base; on peut facilement s'en convaincre en prenant un cheveu par un bout et faisant glisser deux doigts sur sa longueur, le mouvement se fait facilement du sommet à la base et difficilement en sens contraire; c'est cette disposition qui leur donne une si grande facilité à s'entrelacer par un léger mouvement et à former les feutres; certains poils ne se feutrent que quand ils ont été traités par le nitrate de mercure.

Matières molles.

1602. Les matières molles principales sont :

La Peau,	Les Aponévroses,	Le Tissu glanduleux,
Les Cartilages,	Les Ligamens,	La Matière cérébrale,
Les Membranes,	Les Muscles,	Les Matières grasses.
Les Tendons,	Le Tissu cellulaire,	

1603. *Peau.* La peau est composée de trois parties superposées, l'épiderme, le tissu réticulaire, et le derme ou vraie peau. L'épiderme est une membrane mince, blanche, sèche, élastique, insoluble dans l'eau et l'alcool; les acides sulfurique et hydro-chlorique l'attaquent à peine, les alcalis la dissolvent complètement. Le tissu réticulaire est placé sous l'épiderme; il est si fin que l'on ne peut pas le séparer et que plusieurs anatomistes ne l'admettent pas. C'est dans ce tissu que se rendent les papilles nerveuses destinées à la perception du tact, et que paraît résider la matière colorante de la peau des nègres. Le derme est une membrane épaisse, dure, composée de fibres entrelacées comme les poils d'un feutre. Le derme, soumis à l'action de la chaleur dans une cornue, se fond, se boursoufle et se décompose; donne une huile très-fétide et du sous-carbonate d'ammoniaque. Mis en contact avec l'eau pure ou renfermant des alcalis, il se ramollit, se gonfle, devient translucide et se dissout en partie; l'eau chaude le gonfle, le dissout et le transforme

presque entièrement en gélatine. C'est même ainsi qu'on prépare une grande partie de la colle que l'on consomme dans les arts. La colle qne l'on obtient en traitant le derme par l'eau chaude, paraît se former par l'action de l'eau, car le derme est insoluble dans l'eau froide, et il faut nn temps assez considérable pour que l'eau bonillante le dissolve.

1604. Le cuir est une combinaison de la peau avec le tannin; la matière qn'on emploie ordinairement est l'écorce de chêne pulvérisée; elle porte le nom de Tan. Le tannage des peaux peut être divisé en trois parties. La première a pour objet d'enlever les poils et l'épiderme, pour cela on plonge les peaux pendant plusieurs jonrs dans nne eau faiblement alcaline ou acide; l'alcali que l'on emploie est de la chaux, et l'acide est celui qui se forme par la fermentation de la tannée (tan épuisé de tannin), ou l'acide qui provient de la fermentation de la farine d'orge et de la levûre, ou enfin l'acide sulfurique; quelquefois on se contente d'empiler les peaux dans un lieu chaud : la fermentation qu'elles éprouvent facilite la séparation des poils et de l'épiderme, comme leur immersion dans les eaux acides on alcalines; dans tous les cas les poils et l'épiderme s'enlèvent en plaçant les peaux snr le chevalet et les raclant avec un conteau rond. La seconde opération a pour objet d'étirer et décharner les peaux; pour cela on les plonge dans l'eau pour les ramollir et on enlève les chairs avec la faux, et on les presse fortement avec le contean rond pour en faire sortir les dernières portions de chaux qui ont été absorbées, quand on s'est servi de cet alcali ponr débourrer. La troisième, qui porte le nom de gonflement, ne s'exécnte que sur les peaux destinées à faire des cuirs forts; elle a pour objet d'en ouvrir les pores et de les disposer à recevoir une plus grande quantité de tan; elle s'exécute de même que pour le débourrement en plongeant les peaux dans nne dissolution faible d'acide on d'alcali. Enfin, la dernière constitue le tannage proprement dit; on commence par mettre les peaux dans des eaux où l'on a mis quelques écorces, c'est ce qu'on appelle *passement*; on place les peaux avec des couches intermédiaires de tan dans des fosses, et tous les trois ou quatre mois on renouvelle le tan : l'opération dure ordinairement une année. Quelquefois on coud les peaux comme des sacs, on les remplit de tan et d'eau et on les couche dans des fosses : par cette méthode, qu'on désigne sous le nom de *Tannage au sippage* ou *Apprêt à la danoise*, denx mois suffiseut ponr terminer l'opération. M. Seguin a imaginé, il y a une trentaine d'années, nn nouveau procédé qui consiste à mettre d'abord les peaux en contact avec des eaux chargées d'une très-petite quantité de tannin, à les retirer au bout de qnelques jonrs pour les plonger dans des eaux de plus en plus chargées, après quoi on les met en fosse pendant six semaines.

1605. *Cartilages.* Les cartilages sont placés ordinairement aux extrémités articulaires des os; ils sont blancs, laiteux, faciles à couper, élastiques; ils paraissent

formés d'une matière analogue au mucus ou à l'albumine coagulée, d'huile et de quelques substances salines.

1606. *Membranes.* Ce sont des lames minces, transparentes ou opaques, qui enveloppent les différens viscères, comme la plèvre, le péricarde, le péritoine; on en distingue trois espèces, les muqueuses, les séreuses et les fibreuses; toutes se dissolvent presque entièrement dans l'eau bouillante et se transforment en gélatine; celles qui sont fibreuses exigent beaucoup de temps pour se dissoudre.

1607. *Tendons.* On désigne ainsi des cordons brillans, nacrés, formés de fibres parallèles; susceptibles de supporter une très-forte tension sans se rompre; ils s'attachent par une extrémité aux muscles et par l'autre au périoste. Ils résistent long-temps à l'action de l'eau bouillante; desséchés à l'air, ils perdent au moins la moitié de leur poids, diminuent beaucoup de volume, prennent la demi-transparence de la corne, deviennent jaunes, durs et cassans; mais en les mettant dans l'eau pendant vingt-quatre heures ils reprennent leurs propriétés primitives.

1608. *Aponévroses.* Ce sont des tendons en forme de lames qui remplissent les mêmes fonctions et jouissent des mêmes propriétés.

1609. *Ligamens.* Ils sont destinés à réunir les os dans les différentes articulations; ils sont formés de fibres très-fortes, très-denses et très-élastiques; ils résistent très-long-temps à l'action de l'eau bouillante, mais ils finissent par se dissoudre et se transformer en gélatine.

1610. *Muscles.* Les muscles constituent ce qu'on nomme ordinairement la chair; ils sont principalement formés de fibrine; on y trouve aussi des tendons qui les terminent et les attachent aux os, des aponévroses qui les enveloppent, des tissus cellulaires qui lient les filamens fibreux les uns aux autres, des vaisseaux sangnins, des vaisseaux limphatiques, des nerfs, de la matière extractive, une petite quantité d'acide libre qui, d'après M. Berzélius, est de l'acide lactique; ils sont donc composés de fibrine, d'albumine, de graisse, de matière extractive, de substances qui passent à l'état de gélatine par l'eau bouillante, d'acide, et de différens sels.

1611. En traitant la viande par l'eau bouillante, l'albumine se coagule, la graisse se fond et se rassemble à la surface; les tissus cellulaires et tendineux se convertissent en gélatine, et l'extractif se dissout. Ainsi la liqueur claire connue sous le nom de *Bouillon* est principalement formée de gélatine et d'extractif. C'est à l'extractif que le bouillon doit son odeur agréable; plusieurs chimistes le désignent sous le nom d'*Osmazome.* Pour l'obtenir pur il faut, suivant M. Thouvenel, malaxer dans de l'eau froide la chair divisée; l'osmazome et l'albumine liquide seuls se dissolvent; on filtre et on fait chauffer, l'albumine se coagule et forme des écumes que l'on enlève avec une écumoire; lorsque la liqueur ne se trouble plus, on fait évaporer au bain-marie; on obtient ainsi une matière sirupeuse qui ne se prend point en gelée

par le refroidissement, et qui n'est formée que d'osmazome et de quelques sels. Le rapport de l'osmazome à la gélatine dans les bouillons est ordinairement de 1 à 7.

1612. La gélatine formant la principale matière animale des bouillons est très-nutritive. Il y a un très-grand avantage à remplacer dans les hôpitaux une partie de la viande par de la gélatine extraite des os suivant le procédé de M. Darcet, au moyen de l'acide hydro-chlorique. On a reconnu que l'on obtient avec 25 k. de viande et 3 k. de gélatine la même quantité de bouillon qu'avec 100 k. de viande. D'après les expériences qui ont été faites à l'hospice de Clinique interne de la Faculté, et qui ont été continuées pendant trois mois, les commissaires rapportent : « que l'on a » préparé le bouillon avec le quart de la viande qu'on employait ordinairement; que » l'on remplaçait par de la gélatine et des légumes les trois autres quarts qui ont été » donnés en rôti, et que les malades, les convalescens, et même les gens de service, » n'ont pas aperçu de différence entre ce bouillon et celui qu'on leur donnait précé- » demment; qu'ils ont été aussi abondamment nourris et très-satisfaits d'avoir du rôti » au lieu de bouilli ».

1613. C'est en évaporant les bouillons, coupant la gelée en plaques et les faisant sécher à l'air, que l'on forme les tablettes de bouillon. On peut, dans leur préparation, remplacer une grande partie de la viande par de la gélatine.

1614. M. Braconnot a fait des observations remarquables sur la chair musculaire; traitée par l'acide sulfurique, elle se dissout à l'aide d'une légère chaleur dans un poids égal d'acide sulfurique sans aucun dégagement d'acide sulfureux; la liqueur étendue d'eau, soumise à l'ébullition pendant neuf heures, saturée par la craie, filtrée et évaporée, donne un extrait non sucré, ayant la saveur du bouillon, dégageant de l'ammoniaque par la potasse et précipitant par l'alcool une matière blanche, que M. Braconnot désigne sous le nom de *Leucine*. Cette matière dissoute dans l'eau, séparée d'une matière animale étrangère par l'infusion de noix de galle et épaissie par l'évaporation, a une saveur de bouillon; sa dissolution aqueuse n'est troublée que par le nitrate de mercure; chauffée dans une cornue, elle se volatilise et se décompose en partie; elle se combine avec l'acide nitrique et forme un composé que M. Braconnot désigne sous le nom d'*Acide nitro-leucique*, qui s'unit aux bases salifiables.

1615. *Tissu Cellulaire*. Le tissu cellulaire est formé de membranes transparentes d'une finesse extrême qui lient entre elles les fibres musculaires; il se transforme en gélatine par l'action de l'eau bouillante.

1616. *Tissu Glanduleux*. Jusqu'ici le foie de bœuf est la seule glande qui ait été analysée complètement. M. Braconnot a trouvé que 100 parties de foie étaient formées de 18,94 de tissus vasculaires et de membranes, et de 81,06 de substance propre du foie qu'il appelle parenchime. 100 parties de parenchime contiennent 68,64 d'eau,

20,19 d'albumine desséchée, 6,07 d'une matière peu azotée soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool, 3,89 d'huile phosphorée soluble dans l'alcool, 0,64 d'hydro-chlorate de potasse, 0,47 de phosphate de chaux ferrugineux, 0,10 de sel acidulé insoluble dans l'alcool formé d'un acide combustible uni à la potasse, et enfin d'un peu de sang.

1617. *Matière Cérébrale.* La matière cérébrale est une pulpe renfermée dans la boîte osseuse du crâne; elle donne naissance à la moelle épinière et à tous les nerfs; c'est la matière animale qui se putréfie le plus facilement, et qui est la plus difficile à incinérer. M. Vauquelin a trouvé que la matière cérébrale humaine était formée de 80 d'eau, de 4,53 de matière grasse blanche, de 0,70 de matière grasse rouge, de 1,12 d'osmazome, de 7,00 d'albumine, de 1,50 de phosphore uni aux matières grasses blanches et rouges, de 5,15 de soufre, de phosphate acide de potasse, de phosphates de chaux et de magnésie, et de plusieurs autres sels. La matière grasse blanche est molle et poisseuse, brillante et satinée; elle tache le papier comme les huiles grasses; elle est peu soluble dans l'alcool froid, mais très-soluble dans l'alcool bouillant; elle ne rougit point la teinture du tournesol, mais elle acquiert cette propriété par la calcination; c'est qu'alors le phosphore qu'elle renferme passe à l'état d'acide phosphorique. La matière grasse rouge a les mêmes propriétés, seulement elle est un peu plus soluble dans l'alcool à froid et à chaud; elle est moins consistante et possède à un très-haut degré l'odeur de la matière cérébrale. Le phosphore dans ces matières n'est ni à l'état d'oxide, ni à celui d'acide.

1618. *Matières Grasses.* Les matières grasses se trouvent dans un grand nombre de tissus animaux; elles se rencontrent abondamment sous la peau, dans le voisinage des reins, à la base du cœur, etc. Ces matières sont en général fluides dans les cétacés, molles et d'une odeur forte dans les carnivores, et solides dans les ruminans. Elles forment environ la vingtième partie du poids du corps humain. Elles ont pour objet de garantir les organes, de diminuer leur sensibilité nerveuse, et dans quelques espèces d'animaux dormeurs de servir à leur nutrition.

1619. On les sépare facilement des membranes qui les enveloppent, en les faisant fondre et les passant à travers un tamis. Elles dissolvent toutes à l'aide de la chaleur une certaine quantité de soufre et de phosphore. Exposées à l'air elles rancissent, probablement en absorbant une certaine quantité d'oxigène; elles sont insolubles dans l'eau et plus ou moins solubles dans l'alcool. Les métaux, les oxides et les acides agissent sur elles comme sur les huiles fixes végétales. La plupart sont principalement formées d'élaïne et de stéarine.

1620. *Graisse de Porc* (*Sain-doux*, *axonge*). Cette graisse est blanche, molle, fusible à 27°; se trouve principalement dans la région des reins. Elle est formée, d'après M. Chevreul, d'élaïne et de stéarine. On l'emploie comme aliment, en pharmacie, pour graisser les roues des voitures, etc.

1621. *Suif.* Le suif est blanc, solide, presque insoluble dans l'alcool, se trouve principalement dans la région des reins du bœuf, du bouc et du mouton; M. Chevreul regarde celui du mouton et du bouc comme composé d'élaïne, de stéarine et d'une petite quantité d'hircine.

1622. *Beurre.* Le beurre existe tout formé dans le lait : c'est en agitant fortement la crème qui se réunit à sa surface qu'on l'obtient; celui de chèvre et de brebis est blanc, celui de vache est jaune. Il renferme toujours une certaine quantité de matière caséeuse, et c'est à cette matière qu'il doit la propriété de rancir si vite : aussi lorsqu'il en a été séparé par la fusion et le repos, il se conserve long-temps. D'après M. Chevreul, le beurre est formé de stéarine, d'élaïne, de butyrine, d'une petite quantité d'acide butyrique et de principe colorant.

1623. *Huile de Poisson.* Cette huile est liquide, d'une odeur désagréable; on la retire de plusieurs cétacées; elle est formée de stéarine, d'élaïne et d'une petite quantité de principe colorant et odorant; on l'emploie dans l'éclairage et pour faire les savons verts.

1624. *Huile de Dauphin, de Marsouin.* Cette huile est liquide, très-soluble dans l'alcool, car 100 parties d'alcool à 0,812 de densité, en dissolvent 110 à la température de 70°; à la température de 3° elle se congèle; la partie solide a beaucoup d'analogie avec la cétine, la partie fluide est formée d'élaïne, de phocénine et d'un peu d'acide phocénique.

1625. *Blanc de Baleine.* Le blanc de baleine est une matière grasse, solide, qui se trouve dans le tissu cellulaire interposé entre les membranes du cerveau de diverses espèces de cachalot; il est naturellement mêlé avec une huile liquide dont on le sépare en grande partie, en le comprimant dans un sac; on enlève les dernières portions en le faisant bouillir dans une lessive alcaline, le lavant et le fondant. Le blanc de baleine est fusible à 44°. Distillé il donne un peu d'eau acide et les 0,9 de son poids d'une matière cristalline; 100 parties d'alcool bouillant en dissolvent 7. D'après M. Chevreul, il est formé de beaucoup de cétine, d'une petite quantité d'huile liquide à 18°, et d'un principe particulier jaunâtre.

1626. *Huile de pied de Bœuf.* Cette huile s'obtient en faisant bouillir les pieds de bœuf séparés de leur cornes; elle est liquide, s'épaissit et ne se fige que difficilement; pour cette raison elle est très-recherchée pour le graissage des mécaniques. On l'emploie aussi dans l'économie domestique; elle est probablement formée d'élaïne et de stéarine.

Matières Liquides.

1627. Nous examinerons ces matières dans l'ordre suivant :

	Sécrétions		Excrétions.
Chyme.			
Chyle.			
Sang.	Membranes céreuses.	Larmes.	Sueur.
	Lymphe.	Mucus.	Urine.
	Synovie.	Semence.	Matière fécale.
	Liqueur des membranes qui enveloppent le fœtus.	Suc gastrique.	
		Bile.	
	Suc pancréatique.	Lait.	
	Humeurs de l'œil.		

Les trois premières sont les résultats immédiats de la digestion, les sécrétions sont des liquides fournis par le sang; enfin les excrétions sont des matières rejetées hors du corps comme inutiles ou nuisibles.

1628. *Chyme.* Le chyme est la matière fluide dans laquelle se transforment les alimens dans l'estomac. Le chyme d'une poule d'Inde, anaylsé par le docteur Marcet, était sous la forme d'une pulpe homogène, opaque et brune; il renfermait les $\frac{4}{5}$ d'eau. Il se dissolvait dans l'acide acétique, la dissolution était précipitée par l'hydrocyanate de potasse; macéré avec de l'eau, la dissolution claire était précipitée par les acides nitrique et sulfurique. Il résulte des expériences du docteur Marcet, que le chyme contient toujours de l'albumine, mais point de gélatine.

1629. *Chyle.* Le chyme en sortant de l'estomac passe dans les intestins grêles, où il reçoit de la bile et du suc pancréatique; il se transforme alors en chyle et en substance excrémentielle; le chyle est absorbé par des vaisseaux capillaires qui tapissent les parois des intestins. On ne peut pas extraire du chyle par des vaisseaux qui le renferment, il est toujours mêlé de lymphe. Le chyle est, d'après M. Vauquelin, blanc et opaque, ou translucide. Les physiologistes varient sur la cause de cet aspect, les uns attribuent la blancheur et l'opacité du chyle à une nourriture animale, d'autres à une nourriture de matière grasse, d'autres enfin à ce qu'il ne renferme que peu de lymphe. Le chyle blanc est presque inodore et sensiblement alcalin; abandonné à lui-même, il se coagule comme le sang, il s'en sépare quelquefois de l'huile; la partie fluide est analogue au serum du sang tenant en suspension un corps gras; la partie solide est formée de fibrine, de matière grasse et de serum: la fibrine diffère de celle du sang en ce qu'elle n'est point fibreuse, n'est point élastique et se dissout plus

facilement dans les alcalis : il semble que c'est le passage de l'albumine à la fibrine. Suivant M. Brande, le chyle renferme du sucre de lait. Il résulte des observations du docteur Marcet, que le chyle végétal fournit plus de charbon que le chyle animal, que ce dernier se putréfie plus facilement que le premier, que le chyle animal est toujours laiteux, et que par le repos il s'en sépare une matière onctueuse semblable à de la crème, et que le chyle végétal est toujours transparent.

1630. *Le Sang* est formé d'eau, d'albumine, de fibrine, d'une substance animale colorée, d'une petite quantité de matières grasses, d'oxide de fer et de différens sels, savoir : d'hydro-chlorate de potasse et de soude, de sous-phosphate de chaux, de sous-carbonate de soude, de chaux et de magnésie ; et d'après M. Berzélius, de lactate de soude uni à une matière animale. Le sang est rouge dans les artères et d'un rouge brun dans les veines ; la densité du sang humain à 15° est de 1,056 ; à une température inférieure à 100° le sang se prend en masse par la coagulation de l'albumine qu'il renferme ; abandonné à lui-même il se sépare en deux parties, une est liquide transparente, jaune et porte le nom de *Serum*, l'autre est molle, d'un rouge brun et porte le nom de *Caillot* ; le serum est formé d'eau, d'albumine et de plusieurs sels ; le caillot contient de la fibrine, toute la matière colorante, un peu de matière grasse, du serum et quelques sels. Lorsque le sang est fortement agité au sortir de la veine, la fibrine s'en sépare et le serum ne se sépare plus du caillot. Tous les sels qui agissent sur les dissolutions d'albumine agissent de la même manière sur le sang. Les acides et l'alcool le coagulent.

1631. En examinant le sang avec des microscopes dont le grossissement était de 200 à 300, MM. Prevost et Dumas ont reconnu qu'il est composé d'un liquide clair, tenant en suspension un grand nombre de petits globules rouges dont la forme et les dimensions dépendaient de la nature de l'animal ; que tous les globules sont aplatis et marqués dans leur centre d'un point lumineux. En les observant dans la circulation, on reconnaît qu'ils jouissent d'une élasticité parfaite et se prêtent à tous les accidens de forme et de diamètre des vaisseaux qu'ils traversent ; ils s'alongent et se courbent dans tous les sens. Les globules du sang des mammifères ont une forme circulaire ; ceux des oiseaux et des animaux à sang froid sont elliptiques ; le sang artériel renferme plus de globules que le sang veineux ; le sang est d'autant plus riche en globules qu'il est naturellement à une température plus élevée.

1632. Pour analyser le sang il faut le laisser coaguler naturellement, couper le caillot en tranches minces afin d'absorber les dernières portions de serum. Pour séparer la fibrine de la matière colorante il faut laver le caillot dans un linge jusqu'à ce que toute la matière colorante soit dissoute. Pour analyser le serum il faut le faire évaporer à siccité, et traiter le résidu successivement par l'eau et l'alcool qui dissoudront les sels ; le dernier résidu sera l'albumine. M. Berzélius a trouvé que le serum du sang humain



était formé sur 1000 parties, de 905,0 d'eau, de 80,0 d'albumine, de 4,0 de lactate de soude et matière extractive, de 6,0 d'hydro-chlorate de soude et de potasse, et de 4,0 de soude carbonatée. Il paraît que le sang de tous les animaux est composé des mêmes principes, dont les rapports varient dans les espèces et dans chaque individu avec l'âge et les parties du corps.

1633. Le sang de certains animaux est employé comme aliment et dans les raffineries de sucre pour clarifier le sirop.

Sécrétions.

1634. *Liqueur des membranes séreuses.* Ces liquides, qui humectent seulement les membranes, sont en si petite quantité qu'il a été impossible de s'en procurer une quantité suffisante pour être analysée.

1635. *Lymphe.* C'est un liquide incolore qui circule dans un système de vaisseaux qui semblent partir des extrémités artérielles et dont les troncs viennent se rendre dans le canal thorachique. D'après M. Brand, la lymphe est composée d'eau tenant en dissolution une petite quantité d'albumine et de matières salines.

1636. *Synovie.* Le synovie est un liquide exhalé par une membrane mince qui entoure les articulations mobiles. D'après M. Margueron, la synovie de bœuf est formée de 80,46 d'eau, de 4,52 d'albumine, de 11,86 de matière fibreuse, de 1,75 de sel marin, de 0,70 de carbonate de soude et de 0,70 de phosphate de chaux; M. Margueron pense que la matière fibreuse est de l'albumine dans un état particulier, parce qu'elle se dissout dans l'eau froide par l'agitation. M. Vauquelin a retiré les mêmes substances de la synovie d'éléphant, excepté le phosphate de chaux; mais il pense qu'elle renferme en outre une substance animale particulière qui ne se coagule ni par les acides ni par l'alcool, mais qui est précipitée par le tannin.

1637. *Liqueur contenue dans les membranes qui enveloppent le fœtus.* Les membranes qui enveloppent le fœtus sont au nombre de trois: l'*Amnios*, qui est le plus interne, l'Allantoïde et le Chorion. D'après MM. Vauquelin et Buniva, la liqueur contenue dans l'amnios de la femme est composée d'une très-petite quantité d'albumine, de soude, de sel marin, de phosphate de chaux, de matière caséiforme qui lui donne l'aspect laiteux; ces matières forment les 0,0012 de l'eau. D'après ces mêmes chimistes, la liqueur de l'amnios de la vache a une composition différente (1526) et renferme de l'acide amniotique; les liqueurs des enveloppes des fœtus de la vache ont encore été examinées par MM. Dulong et Labillardier et par M. Lassaigne; mais ces chimistes ont obtenu des résultats qui diffèrent beaucoup entre eux et de ceux de MM. Vauquelin et Buniva.

1638. *Salive.* La salive est un liquide visqueux sécrété par des glandes qui environnent la bouche, c'est surtout à la vue des alimens, et lorsque le besoin s'en fait sentir, que la sécrétion est abondante. D'après M. Berzelius, la salive humaine est composée de 992,9 d'eau, de 2,9 d'une matière animale particulière, de 1,4 de mucus, de 1,7 d'hydro-chlorates alcalins, de 0,9 de lactate de soude et matière animale, et de 0,2 de soude. Le procédé d'analyse est très-simple : en faisant dessécher la salive et pesant le résidu, on obtiendra la quantité d'eau ; en traitant le résidu successivement par l'acool pur et l'alcool mêlé d'acide acétique, on dissoudra les hydro-chlorates, la soude, le lactate et la matière animale à laquelle il est uni, le résidu sera formé de mucus insoluble dans l'eau et de la matière animale particulière qui y est soluble. Cette matière particulière en dissolution dans l'eau n'est troublée par aucun réactif.

1639. C'est le mucus de la salive et celui de la bouche qui, en se déposant sur les dents, forment le tartre. Ce tartre est formé, suivant M. Berzélius, de 79 de phosphate terreux, 12,5 du mucus non décomposé, 1 de la matière particulière à la salive, 7,5 de matière animale soluble dans l'acide hydro-chlorique.

1640. *Suc Pancréatique.* Ce suc est sécrété par une glande située dans la région épigastrique et conduit par des canaux dans le duodenum. Jusqu'ici il a été impossible de l'obtenir.

1641. *Humeurs de l'Œil.* Les humeurs de l'œil sont au nombre de trois : l'humeur aqueuse renfermée entre la cornée transparente et le cristallin, l'humeur vitrée placée derrière le cristallin, et la substance propre du cristallin ; toutes trois sont parfaitement diaphanes. D'après M. Berzélius, l'humeur aqueuse est formée de 98,10 d'eau, d'un peu d'albumine, de 1,5 d'hydro-chlorates et de lactates, et de 0,75 de soude unie à une matière animale soluble dans l'eau. L'humeur vitrée est formée de 98,40 d'eau, 0,16 d'albumine, 1,42 d'hydro-chlorate et de lactate, 0,02 de soude unie à une matière animale particulière. Le cristallin est composé de 58,0 d'eau, 35,9 de matière animale particulière, 2,4 d'hydro-chlorates lactates et matière animale soluble dans l'alcool, 1,3 matière animale seulement soluble dans l'eau et quelques phosphates, 2,4 portions de membranes cellulaires ; la matière animale particulière soluble dans l'eau se coagule par la chaleur et, à la couleur près, elle jouit des mêmes propriétés que la matière colorante du sang.

1642. Le Pigment noir de la choroïde a été aussi examiné par M. Berzélius ; il a reconnu qu'il était insoluble dans l'eau et les acides, légèrement soluble dans les alcalis, très-combustible et produisait une cendre renfermant beaucoup de fer.

1643. *Larmes.* Les larmes sont sécrétées par une petite glande placée dans la fossette externe de la parois supérieure de l'orbite ; cette liqueur, après avoir mouillé le globe de l'œil, passe dans les conduits lacrymaux qui la portent dans un petit sac, d'où

elle se rend par un autre canal dans les fosses nasales; Fourcroy et M. Vauquelin, qui l'ont analysée, la regardent comme composée de beaucoup d'eau, de quelques centièmes de mucus et d'une très-petite quantité de soude, de sel marin, de phosphate de chaux et de soude.

1644. *Mucus.* Le mucus se forme continuellement à la surface de toutes les membranes muqueuses; on le trouve dans les fosses nasales, la bouche, l'œsophage, l'estomac, les intestins, la bile, etc. C'est le mucus qui, en se desséchant sur la peau, forme les petites écailles blanches qui s'en détachent par le frottement; les durillons et les couches épaisses de la plante des pieds, les ongles, les parties cornées, les poils, la laine, les plumes, les écailles, renferment une très-grande quantité de mucus. Fourcroy et M. Vauquelin l'ont considéré comme une substance toujours identique et jouissant des propriétés suivantes: uni à l'eau, il est transparent et visqueux. Desséché, il devient translucide et cassant; alors il se fond à la chaleur, se boursoufle et brûle en répandant l'odeur de la corne; l'eau n'en dissout qu'une très-petite quantité, mais il est très-soluble dans l'alcool et peu soluble dans les acides. M. Berzélius regarde au contraire le mucus comme ayant des propriétés qui varient suivant la nature des membranes qui le produisent; il reconnaît dans celui des narines et de la trachée les mêmes propriétés que M. Vauquelin.

1645. *Liqueur Séminale.* A l'instant de l'émission, elle est formée de deux substances différentes, l'une liquide et laiteuse, l'autre épaisse et mucilagineuse; cette dernière renferme des animalcules. D'après M. Vauquelin, la liqueur séminale humaine est formée de 900 d'eau, 60 de mucilage animal, 10 de soude et 10 de phosphate calcaire. Abandonnée à elle-même, elle se liquéfie en 20 à 25 minutes; elle n'est soluble dans l'eau froide qu'après sa liquéfaction; elle en est précipitée par le chlore et l'alcool; dans un air humide elle se putréfie, dans un air sec elle se dessèche et se transforme en écailles analogues à la corne, que les acides et les alcalis dissolvent.

1646. *Suc Gastrique.* Le suc gastrique est un liquide que plusieurs physiologistes regardent comme sécrété par l'estomac et comme un des principaux agens de la digestion; on a indiqué trois moyens pour l'obtenir: le premier consiste à tuer l'animal après l'avoir fait jeûner, le second à faire avaler à l'animal de petits tubes métalliques percés de trous et attachés à un fil, le troisième à exciter le vomissement le matin quand l'estomac est vide. Spallanzani a fait de nombreuses observations sur le suc gastrique, et récemment le docteur Montègre, qui avait la faculté de vomir à volonté, en a profité pour répéter les expériences de Spallanzani; mais il paraît résulter de ces observations que le suc gastrique n'est que de la salive récemment introduite dans l'estomac et altérée par l'action de ce viscère.

1647. *Bile*. La bile est une liqueur amère, jaune ou verdâtre, plus ou moins visqueuse, qui se forme dans le foie. Un grand nombre de chimistes s'en sont occupés. D'après M. Thénard, la bile de bœuf est formée de 700 d'eau, 15 de matières résineuses, 69 de picromel, 4 de matière jaune, 2 de phosphate de soude, 3,5 d'hydro-chlorate de soude et de potasse, 0,8 de sulfate de soude, 1,2 de phosphate de chaux et peut-être de magnésie, et de quelques traces d'oxide de fer.

1648. Les biles de chien, de chat, de mouton et de veau sont composées des mêmes principes; celle de porc ne renferme que de la matière grasse et de la soude. La bile des oiseaux diffère de celle des quadrupèdes, parce qu'elle contient beaucoup d'albumine, que leur picromel n'est pas sucré, mais acre et amer, qu'elle ne renferme que des traces de soude, et enfin que la résine n'est point précipitée par l'acétate neutre de plomb.

1649. La bile humaine varie en couleur du jaune au brun, dans la vésicule elle est rarement limpide; elle contient ordinairement de la matière jaune en suspension; les acides en précipitent de l'albumine et de la résine. Elle contient tous les sels de la bile du bœuf; M. Thénard avait cru qu'elle ne renfermait point de picromel, mais M. Chevallier y a reconnu cette dernière substance. Dans les maladies où le foie passe au gras la bile change de nature; quand l'altération du foie est tellement avancée qu'il contient les $\frac{6}{7}$ de graisse, la bile n'est plus qu'albumineuse.

1650. *Lait*. Le lait est un liquide opaque, blanc, sécrété par les glandes mammaires des animaux connus sous le nom de Mammifères; il est destiné à nourrir leurs petits. Il est formé d'eau, de matière caséeuse, de sucre de lait, de matières grasses, de différens sels et d'une petite quantité d'acide; il doit renfermer d'autres substances, car la nature des alimens influe sur ses propriétés; les plantes aillacées et les crucifères lui communiquent leur odeur, la gratiole le rend purgatif, l'absinthe amer, etc. Les matières caséeuse et butyreuse ne sont qu'en suspension dans le lait.

1651. Le lait de vache se mêle en toute proportion à l'eau; évaporé, il se couvre d'une pellicule de matière caséeuse, qui s'opposant au dégagement de la vapeur aqueuse, produit un boursouflement considérable. Abandonné à lui-même, il se sépare en trois parties distinctes: la crème, le caillé et le petit-lait. La crème se sépare d'abord, elle est principalement formée de beurre, de matière caséeuse et de petit-lait; le caillé n'est composé que de matière caséeuse, et le petit-lait, qui est un liquide transparent jaunâtre, est formé d'eau, d'acide, d'une petite quantité de matière caséeuse dissoute par l'acide, de sucre de lait et de différens sels. On prévient la coagulation du lait en le faisant chauffer tous les jours un peu: par ce moyen M. Gay-Lussac est parvenu à conserver du lait pendant plusieurs mois. Les acides forts le coagulent à la température ordinaire et surtout à l'aide de la chaleur; l'acide agit toujours en s'unissant à la matière caséeuse, c'est ainsi

qu'on prépare le petit-lait dans les pharmacies, on le fait chauffer et on y verse une cuillerée de vinaigre par litre et on filtre. L'alcool en grande quantité coagule aussi le lait, il agit en se combinant à l'eau. Tous les sels neutres très-solubles, le sucre, la gomme coagulent aussi le lait à chaud; ils agissent en général comme l'alcool, mais plusieurs sels peuvent agir en précipitant la matière caséeuse en combinaison avec leur base. La potasse, la soude et surtout l'ammoniaque s'opposent à la coagulation du lait, et font disparaître cette coagulation quand elle existe; cet effet est dû à ce qu'ils dissolvent la matière caséeuse. Suivant M. Berzélius, 1000 parties de lait écrémé, d'une densité de 1,033, contiennent 928,75 d'eau, 28,00 de matière caséeuse et quelques traces de beurre, 35,00 de sucre de lait, 1,70 d'hydro-chlorate de potasse, 6,25 de phosphate de potasse, 6,25 d'acide lactique, d'acétate de potasse et des traces de lactates de fer, 0,05 de phosphate de chaux. 100 parties de matières caséeuses donnent 6,5 de cendres formées de phosphates terreux et d'un peu de chaux pure. 100 parties de crème d'une densité de 1,0244 renferment 4,5 de beurre, 3,5 de fromage, 92,0 de petit-lait qui contient 4,4 de sucre de lait et des sels.

1652. Le lait de femme diffère du lait de vache en ce qu'il renferme plus de sucre de lait et de crème, et moins de matière caséeuse; aussi sa saveur est plus douce, et il se coagule difficilement. Le lait de chèvre ne paraît différer de celui de vache que par une odeur particulière. Le lait de brebis renferme plus de crème que celui de vache, et sa matière caséeuse a un aspect gras et visqueux. Le lait d'ânesse a une très-grande analogie avec celui de femme. Le lait de jument tient le milieu entre celui de femme et celui de vache; la crème qui s'en sépare ne fournit point de beurre par l'agitation.

1653. Le lait est employé comme matière nutritive; c'est avec la crème qu'on fait le beurre, avec le lait qu'on fait toutes les espèces de fromages, et du petit-lait qu'on retire le sucre de lait. Dans les fromages faits la matière caséeuse est transformée en oxide caséeux, caséate acétate et carbonate d'ammoniaque; c'est au caséate ammoniacal que le fromage doit principalement sa saveur.

Excrétions.

1654. ***Humeur de la Transpiration.*** Cette humeur est séparée du sang dans la peau. Elle se dégage ordinairement d'une manière insensible, et quelquefois elle apparaît sous la forme de gouttelette. Dans ce dernier cas, elle prend le nom de sueur. La sueur est formée, suivant M. Thénard, de beaucoup d'eau, d'acide acétique, d'hydro-chlorate de soude et de potasse, de très-peu de phosphates terreux, d'un atome d'oxide de fer et d'une quantité inappréciable de matière animale. M. Berzélius

la considère comme de l'eau tenant en dissolution des hydro-chlorates de soude et de potasse, de l'acide lactique, du lactate de soude et un peu de matière animale.

1655. Sanctorius a fait d'importantes observations sur la transpiration; dans ses expériences, qui ont duré 30 ans, il a eu la patience de peser tous les alimens qu'il prenait, tous les excrémens solides et liquides qu'il rendait, et de se peser lui-même tous les jours plusieurs fois. Il trouva que toutes les 24 heures son corps revenait sensiblement au même poids et qu'il perdait la totalité des alimens pris, savoir : les 5 huitièmes par la transpiration et les 3 huitièmes par les excrémens. M. Seguin, qui a répété ces expériences, a séparé la transpiration pulmonaire de la transpiration cutanée, en se renfermant dans un sac de toile cirée, lié au-dessus de la tête, et qui avait une ouverture dont on collait les bords autour de la bouche; l'humeur seule de la transpiration pulmonaire était rejetée, celle de la transpiration cutanée restait dans le sac ; M. Seguin trouva aussi que dans l'état de santé, la transpiration pulmonaire est sensiblement constante, que la transpiration cutanée est plus grande pendant la digestion, et que la transpiration cutanée est à la transpiration pulmonaire comme 11 est à 7.

1656. *Urine.* L'urine est un liquide sécrété du sang artériel par les reins. L'urine humaine est composée d'eau, d'urée, de mucus de la vessie, d'une petite quantité de matière animale difficile à isoler, d'acide urique, d'un autre acide sur la nature duquel on n'est pas d'accord, d'hydro-chlorates et de phosphates de soude d'ammoniaque de chaux de magnésie, de sulfates de soude et de potasse, et selon quelques chimistes, de silice, de lactate d'ammoniaque, de soufre, d'acide carbonique, de résine et d'une substance noire particulière ; l'acide libre est, suivant quelques chimistes, de l'acide phosphorique, d'autres le regardent comme de l'acide acétique ou de l'acide lactique. L'urine que l'on rend le matin est beaucoup plus chargée de matières solides que celle que l'on rend après le repas. L'urine a une couleur qui varie du jaune clair à l'orangé ; son odeur varie avec les alimens ; les asperges lui donnent une odeur désagréable, tandis que la térébenthine, les résines, les baumes la rendent analogue à celle de la violette. Le dépôt jaunâtre qu'elle forme ordinairement, est composé d'acide urique. L'urine étant abandonnée quelque temps à la température ordinaire, l'urée se décompose, il se forme de l'ammoniaque dont une partie se dégage, et l'autre saturant l'acide en excès dans l'urine, en précipite tout le phosphate de chaux, et en partie le phosphate ammoniaco-magnésien; il se forme aussi de l'acétate d'ammoniaque. Ces phénomènes ont lieu presque instantanément lorsqu'on fait bouillir l'urine. Concentrée, elle laisse déposer par le refroidissement des cristaux de sels minéraux, colorés par l'urée. L'évaporation poussée plus loin donne pour résidu une matière sirupeuse déliquescente, d'une couleur foncée. L'alcool en grande quantité trouble l'urine et en précipite l'acide

urique, les phosphates terreux et d'autres sels. La soude, la potasse et l'ammoniaque, en saturant l'acide, précipitent le phosphate terreux; la barite et la strontiane précipitent en outre les acides sulfurique et phosphorique des sulfates et phosphates alcalins. L'acide oxalique est le seul qui au bout d'un certain temps précipite l'urine en s'unissant à la chaux qu'elle renferme, le tannin précipite aussi l'urine en se combinant avec le mucus.

1657. D'après M. Berzélius, 1000 parties d'urine sont formées : eau 933, urée 30,10, sulfate de potasse 3,71, sulfate de soude 3,16, phosphate de soude 2,94, sel marin 4,45, phosphate d'ammoniaque 1,65, hydro-chlorate d'ammoniaque 1,50, acide lactique, lactate d'ammoniaque, matière animale soluble dans l'alcool et qui accompagne ordinairement les lactates, matière animale insoluble dans l'alcool, urée que l'on ne peut séparer de la matière précédente 17,14, phosphate terreux avec une trace de chaux 1,00, acide urique 1,00, mucus de la vessie 0,32, silice 0,03. D'après M. Berzélius, c'est à l'acide lactique que l'urine doit sa propriété acide; M. Thénard admet dans l'urine de l'acide acétique; M. Proust y admet de plus du soufre, de l'acide carbonique, de la résine et une substance noire particulière.

1658. L'urine change de composition dans les différentes maladies. Dans la *jaunisse*, elle est d'un jaune orangé; cette couleur est attribuée à la bile; mais cette opinion n'est point démontrée. Dans l'*hydropisie générale*, l'urine est très-chargée de matière albumineuse. Dans les *rachitis*, le phosphate de chaux abonde dans l'urine. Dans la *goutte*, l'urine renferme moins d'acide. Dans les *affections hystériques*, l'urine est presque sans couleur et ne renferme que très-peu d'urée. Dans les *fièvres nerveuses*, l'urine est rouge et laisse déposer un sédiment rose qui contient beaucoup d'acide rosacique. Dans la *dyspepsie*, l'urine se putréfie rapidement, et précipite beaucoup par le tannin. Dans le *diabètes*, les urines ne renferment que de l'eau, du sel marin et du sucre.

1659. La composition de l'urine varie beaucoup dans les différentes classes d'animaux. Il résulte des observations faites jusqu'ici, 1° que toutes ces urines renferment de l'urée; 2° que les urines des herbivores ne contiennent ni acide urique, ni phosphates, qu'elles renferment des benzoates et des carbonates, qu'elles sont alcalines, et doivent leur odeur à une huile particulière, 3° que celles de l'homme, des oiseaux et des amphibies, sont les seules qui contiennent de l'acide urique; 4° que les phosphates ne se rencontrent que dans les urines humaines et celles des mammifères carnivores.

1660. *Matières fécales*. Les matières fécales doivent varier dans leur composition, suivant la nature des alimens et suivant que la digestion s'opère plus ou moins complètement; d'après M. Berzélius, 100 parties de matière fécale humaine sont formées : eau 73,3, débris de végétaux et animaux 7,0, bile 0,9, albumine 0,9,

matière extractive particulière 2,7, matière visqueuse composée de résine, de bile un peu altérée, de matière animale particulière et de résidu insoluble 14,0, sels 1,2.

1661. Les excrémens des oiseaux renferment une grande quantité d'acide urique; cet acide en forme la partie blanche; elle provient de l'urine qui dans ces animaux s'écoule par le même orifice. Le *guano*, que l'on emploie avec un grand avantage au Pérou comme engrais, paraît être formé des excrémens d'oiseaux; on le trouve aux îles de *Chinche*, près de *Pisco*, à *Ilo*, *Iza* et *Arica*; il forme des couches de 50 à 60 pieds d'épaisseur, que l'on exploite comme les mines de fer ocracées; ces îlots sont habités par une multitude d'oiseaux qui y passent la nuit; mais leurs excrémens n'ont pu former depuis trois siècles que des couches de 4 à 5 lignes d'épaisseur. Le guano, rapporté par M. de Humbolt, a été analysé par Fourcroy et M. Vauquelin; il résulte de leur analyse qu'il est formé d'un quart d'acide urique en partie saturé de chaux et d'ammoniaque, d'acide oxalique saturé par l'ammoniaque et la potasse, d'acide phosphorique combiné aux mêmes bases et à la chaux, de petites quantités de sulfates et d'hydro-chlorates de potasse et d'ammoniaque, d'un peu de matières grasses, de sable quartzeux et ferrugineux. D'après les expériences du docteur Proust, les excrémens du *boa constrictor*, qui sont mêlés d'urine comme ceux des oiseaux, renferment les 9/10 de leur poids d'urate d'ammoniaque.

Gaz Intestinaux.

1662. D'après les expériences de MM. Chevreul et Magendie, les gaz de l'estomac sont un mélange d'oxigène, d'acide carbonique, d'hydrogène pur et de gaz azote; ceux des intestins grèles n'en diffèrent qu'en ce qu'ils contiennent moins d'oxigène, et ceux des gros intestins en ce qu'ils contiennent en outre de l'hydrogène carboné et de l'hydrogène sulfuré.

1663. Les bestiaux qu'on laisse paître dans une pièce de trèfle ou de luzerne humide, deviennent quelquefois tellement enflés qu'ils périssent promptement, si on ne s'empresse de les secourir; cet effet est dû à une grande quantité de gaz qui se développent dans le canal intestinal. MM. Lameyran et Fremy ont trouvé que le gaz qui s'était développé dans une vache était formé de 80 d'hydrogène sulfuré, 15 d'hydrogène carboné et 5 d'acide carbonique ou d'air. On conçoit facilement d'après cela que l'ammoniaque délayé dans l'eau est un remède souverain pour cette maladie. L'herbe sèche ne produit point ces effets, du moins il se développe beaucoup moins de gaz, et beaucoup plus lentement.

Sécrétions et Concrétions morbifiques.

1664. Nous examinerons successivement :

Sécrétions.	Humeurs des hydropiques. Humeurs des vésicatoires.	Concrétions.	Calculs salivaires. Calculs intestinaux. Calculs biliaires. Calculs urinaires. Calculs de goutteux.

1665. *Les Humeurs des Hydropiques, des Vésicatoires et de la Brûlure* ne diffèrent du serum du sang que parce qu'elles sont moins albumineuses.

1666. *Calculs Salivaires.* Les calculs salivaires du cheval, de la vache et de l'éléphant, sont formés d'une grande quantité de carbonate de chaux et d'une petite quantité de phosphate de chaux, de matière animale et d'eau. Ceux de l'homme, d'après Fourcroy et M. Wollaston, sont principalement formés de phosphate de chaux.

1667. *Calculs intestinaux.* Les calculs qui se forment dans l'estomac et les intestins des animaux sont désignés sous le nom de *Bézoards* ; ils ont été analysés par Fourcroy et M. Vauquelin ; ces chimistes en distinguent sept espèces. La première est composée de phosphate ammoniaco-magnésien et d'un peu de matière animale ; ces calculs sont compactes, d'un gris brun, d'une forme sphéroïdale quand l'intestin n'en renferme qu'un seul ; c'est dans les animaux herbivores, et particulièrement dans les chevaux, qu'on les rencontre. La deuxième espèce est formée de phosphate de magnésie et d'une petite quantité de matière animale ; ils sont translucides, jaunâtres, en couches concentriques ; ils sont plus rares que la première et que la troisième. La troisième est formée de phosphate de chaux légèrement acide, et souvent d'un peu de phosphate de magnésie ; ils sont blancs, acides, fragiles et en couches concentriques. La quatrième est uniquement formée des grumeaux de la matière jaune de la bile. La cinquième est fusible, analogue aux matières résineuses ; c'est à cette espèce qu'appartiennent les bézoards orientaux. La sixième espèce provient évidemment du *boletus igniarius*, dont les débris encore distincts sont liés par un suc animal ; ils sont formés de couches concentriques et très-légères ; ils sont quelquefois recouverts d'une couche de phosphate ammoniaco-magnésien. Enfin, la dernière espèce est formée de poils agglutinés ; ils sont ordinairement désignés sous le nom d'*Égagropile.*

1668. *Calculs Biliaires.* On n'a examiné jusqu'ici que ceux du bœuf et de l'homme. Les calculs biliaires du bœuf sont uniquement formés de grumeaux de la matière jaune de la bile faiblement agglutinés.

1669. D'après les observations de M. Thénard, la majeure partie des calculs biliaires humains sont formés de cholestérine ; un grand nombre en renferment de 0,88 à 0,94,

et contiennent de 0,12 à 0,6 d'une matière jaune. Des calculs absolument semblables se rencontrent quelquefois dans les intestins. M. Orfila a trouvé des calculs biliaires qui ne renfermaient point de cholestérine et étaient composés d'une grande quantité de matière jaune, d'une petite quantité de picromel, et de matière grasse de la bile.

1670. *Calculs Urinaires de l'homme.* Ces calculs sont des concrétions qui se forment dans les reins ou dans la vessie. Ceux qui se forment dans les reins se moulent quelquefois dans ses canaux et ressemblent à des madrépores ; ceux qui se forment dans la vessie sont ordinairement arrondis ; leur couleur, leur dureté et la nature de leur surface varient avec leur composition ; tous sont formés de couches concentriques. D'après les expériences de Schéele, de Bergmann, de Fourcroy et de MM. Vauquelin, Wullaston et Marcet, on connaît dix substances qui peuvent faire partie de ces calculs ; ce sont l'acide urique, le phosphate de chaux, le phosphate ammoniaco-magnésien, l'oxalate de chaux, l'urate d'ammoniaque, la silice, l'oxide cystique, et trois autres matières animales. Nous décrirons les caractères de chacune de ces substances dans les calculs.

1671. L'Acide urique est jaunâtre ou d'un jaune rougeâtre, brûle sans résidu, se dissout facilement dans les alcalis, d'où il est précipité en flocons blancs par les acides.

1672. L'Urate d'ammoniaque est d'un gris cendré, brûle sans résidu, dégage de l'ammoniaque par les dissolutions alcalines.

1673. L'Oxide cystique est en cristaux confus jaunâtres, dont l'aspect a beaucoup d'analogie avec les calculs de phosphate ammoniaco-magnésien ; mais il est plus compacte. Distillé, il donne les mêmes produits que les matières animales, mais ils sont d'une fétidité caractéristique ; il est insoluble dans l'eau, l'alcool, les acides acétique, citrique, tartrique ; mais il se dissout facilement dans les acides nitrique, phosphorique, sulfurique, oxalique et hydro-chlorique ; les alcalis et leurs carbonates non saturés le dissolvent facilement ; les sels d'oxide cystique sont solubles et cristallisables, les combinaisons alcalines de cet oxide cristallisent aussi. Sa découverte est due à M. Wollaston.

1674. L'Oxalate de chaux est gris ou d'un brun foncé, il est toujours en couches ondulées, par la calcination il donne un résidu de chaux.

1675. La Silice a le même aspect que l'oxalate de chaux, elle s'en distingue parce qu'elle ne perd rien par la calcination et se dissout dans les alcalis.

1676. Le Phosphate ammoniaco-magnésien est blanc, cristallin, translucide, vitrifiable par la chaleur, et laisse dégager de l'ammoniaque par la trituration avec les alcalis.

1677. Le Phosphate de chaux est blanc, opaque, perd peu par la calcination et ne laisse point dégager d'ammoniaque par les alcalis.

1678. La Fibrine, ou du moins une matière analogue, a été trouvée par M. Marcet dans une nouvelle espèce de calculs qu'il propose d'appeler fibrineux.

1679. L'Oxide xanthique, ainsi désigné du mot ξανθὸς (jaune) parce qu'il forme un composé de cette couleur avec l'acide nitrique, a été trouvé par M. Marcet dans une nouvelle variété de calculs.

1680. Presque tous les calculs, et principalement ceux d'oxalate de chaux, renferment une substance animale particulière qui en lie les différentes parties et les colore; cette substance n'a point encore été isolée.

1681. L'Urate de soude se rencontre également dans les calculs urinaires, mais il paraît qu'il y est très-rare et à l'état de sur-sel.

1682. Les calculs sont souvent formés de plusieurs de ces différentes substances superposées; les plus insolubles sont au centre. Toutes ne s'y rencontrent pas aussi souvent. Fourcroy et M. Vauquelin ont analysé plus de 600 calculs; ils en admettent douze espèces, auxquelles il faut ajouter les deux qui ont été découvertes par M. Marcet, et celle observée par M. Wollaston; ceux qui sont formés d'acide urique sont les plus communs, ceux qui contiennent de la fibrine et de l'oxide xanthique n'ont encore été observés qu'une seule fois.

1683. Les concrétions urinaires des herbivores sont très-fragiles; elles sont formées de carbonate de chaux, et souvent d'un peu de carbonate de magnésie. Celles des carnivores varient dans leur composition; M. Vauquelin y a reconnu du phosphate de chaux; M. Benedict Prevost, du phosphate ammoniaco-magnésien; M. Lassaigne, de l'urate d'ammoniaque.

1684. *Concrétions de la Glande Prostate.* D'après M. Wollaston, les calculs de la glande prostate sont formés de phosphate de chaux au même état de saturation que dans les os.

1685. *Calculs des Goutteux.* Les personnes affectées depuis long-temps de la goutte offrent souvent dans leurs articulations des dépôts mous et friables; M. Wollaston a trouvé qu'ils étaient formés d'acide urique et de soude; depuis, M. Vogel y a découvert en outre de l'urate de chaux et un peu de sel marin.

1686. Les concrétions pancréatiques et celles qui se forment dans les poumons sont principalement formées de phosphate de chaux; elles renferment quelquefois du carbonate de chaux.

Matières particulières à certains Animaux.

1687. *Musc.* Le musc est une matière très-odorante, amère, sous la forme de grumeaux; elle est renfermée dans une bourse que porte vers le nombril le chevrotin, animal qui habite le Thibet et la grande Tartarie; celui qu'on trouve dans le commerce est ordinairement mêlé à des graisses ou des résines; il renferme de la stéarine, de l'élaïne, de la cholestérine, une huile acide, et une huile volatile.

1688. *Civette.* Cette substance a de l'analogie avec le musc; son odeur est aromatique et très-forte, sa consistance et sa couleur sont celles du miel; elle provient de deux petits quadrupèdes du genre *viverra*, dont l'un habite l'Afrique et l'autre l'Arabie et les Indes; elle se trouve dans une vésicule située près de l'anus.

1689. *Castoreum.* Cette substance a l'aspect de la civette, son odeur est forte et volatile, car elle disparaît par la dessiccation; sa saveur est acre et nauséabonde; elle est formée de résine, de corps gras, d'huile volatile, d'extractif et de sels. On la trouve dans deux poches membraneuses situées dans les aînes du castor.

1690. *Ambre gris.* Cette substance est regardée comme une concrétion qui se forme dans l'estomac ou les intestins du *physeter macrocephalus*; on le trouve flottant à la surface de la mer près des côtes de l'Inde, de l'Afrique et du Brésil. L'ambre est mou, d'un gris cendré, rayé de jaune brunâtre; il est insipide, son odeur est agréable. Il est presque uniquement formé d'une matière grasse qui se rapproche beaucoup de la cholestérine, et que MM. Pelletier et Caventou désignent sous le nom d'*Ambréine*; elle est soluble dans l'alcool, ne se saponifie pas; elle se distingue de la cholestérine par sa fusion qui a lieu à 30° et par l'acide particulier qu'elle forme lorsqu'on la fait bouillir avec l'acide nitrique.

1691. *Œufs.* Les coquilles sont formées, d'après M. Vauquelin, de matière animale, d'une grande quantité de carbonate de chaux, et d'une petite quantité de phosphate de chaux, de carbonate de magnésie, d'oxide de fer et de soufre. La membrane mince qui est au-dessous de la coquille est albumineuse; le blanc d'œuf est composé d'eau et d'albumine, il renferme en outre une petite quantité de soufre; le jaune n'a point été analysé, on sait seulement qu'il contient une petite quantité d'huile. Les œufs se conservent long-temps dans de l'eau de chaux.

1692. *Laite des poissons.* La laite de carpe renferme toutes les substances qu'on rencontre dans les autres substances animales et de plus une certaine quantité de phosphore.

1693. *Cantharides.* D'après M. Robiquet, les cantharides renferment, 1° une huile liquide verte; 2° une matière noire, soluble dans l'eau et l'alcool; 3° une matière solide, jaune, en lames micacées, insoluble dans l'eau, soluble dans l'huile, dans l'alcool bouillant et dans l'éther; c'est la matière vésicante; 4° de l'acide urique; 5° de l'acide acétique, 6° de l'albumine; 7° une matière animale, insoluble dans l'eau et dans l'alcool; 8° du phosphate de chaux et plusieurs autres sels.

Matières Salines ou Terreuses renfermées dans les différentes parties des Animaux.

*1694. Les matières salines et terreuses qu'on rencontre dans les animaux, sont les suivantes :

Sels minéraux.	Sous-phosphate de chaux,
	Et peut-être du phosphate acide de chaux.
	Phosphate de soude,
	——— d'ammoniaque,
	——— de magnésie.
	Sous-carbonate de soude,
	——— de potasse,
	——— de chaux,
	——— de magnésie.
	Sulfate et hydro-chlorate de potasse,
	——— de soude.
Sels végétaux.	Benzoates de soude,
	——— de potasse.
	Acétate de potasse.
	Oxalate de chaux.
Sels animaux.	Urate d'ammoniaque.
	Lactate de soude.
Oxides........	de Fer,
	de Silicium,
	de Manganèse.

CHAPITRE IV.

Phénomènes de la vie.

1695. La description des phénomènes qui se développent dans les animaux durant leur vie, est du domaine spécial de la physiologie; il ne peut être question ici que de ceux qui ont un rapport immédiat avec la chimie. A la vérité tous doivent être dans ce cas, car tous nos organes remplissent leurs fonctions au moyen de certaines substances qui changent de nature, et qui par conséquent exercent et éprouvent des actions chimiques; mais on ne connaît avec détail qu'un très-petit nombre des phénomènes chimiques qui se développent dans les différentes fonctions vitales; tout se réduit pour ainsi dire aux phénomènes de la respiration. Ce seront par conséquent les seuls que nous développerons ici, en commençant par ceux de la circulation auxquels les premiers sont intimément liés.

1696. *Circulation.* Le chyle qui se forme dans les intestins est absorbé par un grand nombre de vaisseaux capillaires qui recouvrent les intestins grêles et surtout le duodenum; ces vaisseaux, en s'anastomosant, le portent dans le canal thoracique, et de ce canal il passe dans la veine sous-clavière gauche, quelquefois dans la veine sous-clavière droite, où il se mêle au sang. Le liquide qui résulte de ce mélange, pénètre par la veine cave supérieure dans les cavités droites du cœur,

d'abord dans l'oreillette et ensuite dans le ventricule. Le ventricule droit, par l'artère pulmonaire qui se bifurque, le distribue aux poumons, et ceux-ci, par les veines qui leur sont propres, le transmettent successivement à l'oreillette et au ventricule gauche; de ce ventricule il passe dans l'artère aorte, et se ramifie dans toutes les parties du corps où il porte des sucs nourriciers, fournit à toutes les sécrétions; arrivé aux dernières ramifications des artères, il passe dans les veines, revient au cœur après avoir reçu le chyle, retourne aux poumons et revient au cœur pour être de nouveau lancé jusqu'aux extrémités les plus déliées du corps.

Le sang qui revient par les veines est noir, celui qui se meut dans les artères est rouge; mais leur principale différence consiste en ce que le sang veineux est impropre à propager la vie; c'est dans les poumons qu'a lieu la transformation du sang veineux en sang artériel, par l'influence de la respiration.

Les poumons renferment deux systèmes de vaisseaux, les vaisseaux sanguins et les vaisseaux aériens; il paraît qu'ils ne sont séparés les uns des autres que par des cloisons extrêmement minces, perméables aux gaz.

On a reconnu, à la suite d'un grand nombre d'expériences, que l'air expiré renfermait moins d'oxigène que l'air inspiré; qu'une partie de cet oxigène était remplacée par de l'acide carbonique, et que la quantité d'azote était tantôt plus grande et tantôt plus petite. La quantité d'acide carbonique émise est égale à un peu plus de la moitié de l'oxigène qui disparaît. Quant à la quantité d'azote émise ou absorbée, M. Edwards a observé que certaines espèces parmi les oiseaux et les reptiles présentent tantôt un absorption, tantôt une émission, suivant l'époque de l'année; ces quantités sont toujours très-petites; mais M. Desprets a reconnu, dans une série de plus de 200 expériences, qu'il y a toujours émission d'azote dans les mammifères et les oiseaux, et que la quantité d'azote exhalé est plus grande chez les frugivores que chez les carnivores.

On peut considérer l'acide carbonique exhalé comme provenant du contact de l'oxigène de l'air inspiré avec le sang, c'est-à-dire, d'une combustion qui s'effectuerait dans l'organe pulmonaire; ou comme se dégageant du sang dans lequel il serait déjà tout formé: l'oxigène serait alors seulement absorbé par le sang. M. Edwards ayant reconnu que des grenouilles placées dans l'hydrogène pur avaient dégagé une quantité d'acide carbonique, à peu près égale à leur volume, admet cette dernière opinion. Ainsi, d'après ce physiologiste, l'oxigène qui disparaît dans la respiration de l'air atmosphérique, est absorbé en entier; il est ensuite porté en totalité ou en partie dans le torrent de la circulation; il est remplacé par une quantité plus ou moins semblable d'acide carbonique exhalé, qui provient en tout ou en partie de celui qui est contenu dans la masse du sang; l'azote absorbé est remplacé par une quantité plus ou moins équivalente d'azote exhalé qui provient, en tout ou en

partie, du sang. Comme l'acide carbonique exhalé ne représente pas la totalité de l'oxigène absorbé, il est probable qu'il se forme de l'eau.

1697. M. Menzies estime à 850 litres la quantité d'oxigène consumé par un homme dans un jour; Lavoisier et M. Seguin portent cette quantité à 954, et M. Davy à 745. Et comme l'air renferme seulement 0,21 d'oxigène, la quantité d'air qu'un homme prive d'oxigène par sa respiration pendant un jour est de plus de trois mètres cubes et demi.

1698. *Action des Gaz autres que l'oxigène sur l'économie animale.* Tous ces gaz sont impropres à la respiration, et par conséquent feraient périr plus ou moins promptement l'homme ou l'animal à sang chaud qui les respireraient. Ces gaz peuvent agir de deux manières différentes : 1° par la seule absence de l'oxigène, 2° par une action directe sur les organes ; dans le premier cas leur action est en quelque sorte négative, et c'est en s'opposant à la transformation du sang veineux en sang artériel qu'ils donnent la mort ; dans le second cas, le premier effet est accompagné d'une action directe.

1699. L'azote, l'hydrogène, le protoxide d'azote et plusieurs autres sont dans le premier cas. Les animaux qu'on plonge dans ces gaz sont promptement asphyxiés ; mais si on les remet à temps dans l'air, ils reviennent à la vie. La respiration du protoxide d'azote a présenté à MM. Davy, Tennant et Underwood, des phénomènes fort singuliers ; nous rapporterons les propres expressions de M. Davy, dans lesquelles il décrit les expériences qu'il a faites sur lui-même. « Après avoir « expiré l'air de mes poumons et m'être bouché les narines, je respirai environ quatre « litres de gaz oxide nitreux : les premiers sentimens que j'éprouvai furent, comme « dans la première expérience, ceux de vertige et de tournoiement ; mais en moins « d'une demi-minute, continuant toujours de respirer, ils diminuèrent par degrés, « et furent remplacés par des sensations analogues à une douce pression sur tous « les muscles, accompagnés de frémissemens très-agréables, particulièrement dans « la poitrine et les extrémités ; les objets autour de moi devenaient éblouissans, « et mon ouïe plus subtile ; vers les dernières inspirations l'agitation augmenta, la « faculté du pouvoir musculaire devint plus grande, et il acquit à la fin une propen- « sion irrésistible au mouvement. Je ne me souviens qu'indistinctement de ce qui « suivit ; je sais seulement que mes mouvemens furent variés et violens. Ces effets « cessèrent dès que j'eus discontinué de respirer ce gaz, et dans dix minutes je me « trouvai dans mon état naturel. La sensation de frémissement dans les extrémités se « prolongea plus long-temps que les autres. » MM. Vauquelin, Thénard et plusieurs autres chimistes ont répété ces expériences ; mais ils n'ont point éprouvé les effets décrits par M. Davy, et ont failli être asphyxiés.

1700. Les gaz qui ont une action directe sur les organes sont très-nombreux ; ce

sont presque tous les gaz acides, le gaz ammoniaque, l'hydrogène arsenique, etc. Le plus délétère de tous paraît être l'hydrogène sulfuré ; de l'air qui en renferme $1/1500$ donne promptement la mort à un verdier ; un chien de moyenne taille ne peut résister dans une atmosphère qui en renferme $1/800$, et un cheval finit par succomber dans un air qui en contient $1/250$. M. Dupuytren a reconnu depuis que l'hydrogène sulfuré en contact avec la surface cutanée était absorbé et donnait aussi la mort.

1701. Nysten a fait sur les gaz injectés dans l'économie animale des observations importantes. Il résulte de ces expériences, 1° que l'on peut injecter dans le système veineux d'un chien de moyenne taille, sans le faire périr, une assez grande quantité de gaz non délétère, pourvu qu'on n'en introduise que 15 à 20 centimètres cubes à la fois et qu'on mette un certain intervalle entre deux injections consécutives ; 2° que ceux dont on peut introduire le plus sont l'acide carbonique et le protoxide d'azote ; 3° que tous, injectés en grande quantité à la fois, distendent fortement l'oreillette et le ventricule droit, s'opposent à leur contractilité, arrêtent tout à coup la circulation, et donne promptement la mort ; 4° qu'aucun d'eux, injecté dans la plèvre, ne produit d'effet nuisible, excepté l'hydrogène phosphoré, qui en s'enflammant occasionne une phlegmasie de cette membrane ; 5° que quand l'animal résiste aux injections, une petite partie de ceux-ci se dégage du sang par les voies de la respiration, tandis qu'une autre reste en dissolution pendant un certain temps dans le sang artériel ; 6° qu'on peut injecter de très-petites quantités de gaz délétères dans le système veineux des animaux sans occasionner la mort, et qu'ils la produisent promptement lorsque les quantités sont trop fortes ; 7° que les gaz délétères agissent d'une manière différente ; le gaz ammoniaque et le chlore en irritant violemment les organes avec lesquels ils sont en contact, l'hydrogène sulfuré en portant atteinte à la vie de tous les organes par sa puissance débilitante, et le deutoxide d'azote en s'unissant au sang, le rendant noir et hors d'état de pouvoir se transformer en sang artériel ; 8° que le deutoxide d'azote ne cause pas la mort par son seul contact avec la peau comme l'hydrogène sulfuré, mais qu'il la produit également lorsqu'il est porté dans les tissus sous-cutanés.

1702. *Source de la chaleur dans l'économie animale.* Un phénomène très-remarquable que présentent les animaux, est la permanence de leur température, qui est toujours élevée d'un certain nombre de degrés au-dessus de celle du milieu environnant. Cependant dans tous il existe plusieurs causes de refroidissement, le contact, le rayonnement et l'évaporation ; par conséquent, il faut qu'il existe en eux une cause aussi permanente de développement de chaleur pour compenser celle qui est continuellement émise. Cette cause réside en grande partie dans la respiration.

En effet, nous avons vu que dans l'acte de la respiration une partie de l'oxigène se transformait en acide carbonique, l'autre en eau ; ces deux combinaisons chimiques

ne peuvent avoir lieu qu'en produisant une certaine quantité de chaleur. Mais pour savoir si cette quantité de chaleur représente exactement celle qui est émise par les animaux, il fallait déterminer, 1° la quantité de chaleur perdue par un animal pendant un temps donné; 2° la quantité d'acide carbonique et d'eau formée dans le même temps par l'acte de la respiration; 3° déduire de ces derniers nombres la quantité de chaleur produite par ces combinaisons chimiques; 4° comparer ces quantités de chaleur à celles perdues par l'animal. Un grande nombre de physiciens et de physiologistes s'étaient occupés de ces importantes questions, mais M. Desprets a résolu complètement le problème par une longue série d'expériences faites avec le plus grand soin. Il résulte de ces expériences, 1° que la respiration est la principale cause du développement de la chaleur animale; 2° que la quantité de chaleur produite par la respiration varie entre les 0,7 et les 0,9 de la chaleur émise par l'animal; 3° que le surplus de la chaleur animale peut provenir de l'assimilation des mouvemens du sang et des frottemens.

CHAPITRE V.

Décomposition des Animaux.

1703. Lorsque les matières animales n'appartiennent plus à un corps vivant, elles sont susceptibles de se décomposer. Ce phénomène porte le nom de Fermentation putride, à cause de l'odeur des gaz qui se dégagent.

1704. Toutes les substances animales ne jouissent pas également de la faculté d'éprouver la fermentation putride: les matières grasses l'éprouvent plus difficilement que celles qui ne le sont pas. Dans tous les cas, elle ne peut se développer que dans les mêmes circonstances que la fermentation putride des végétaux, par l'humidité et une température comprise entre 15° et 35°.

1705. Les produits de la fermentation putride sont: de l'eau, de l'acide carbonique, de l'acide acétique, de l'ammoniaque, de l'hydrogène carboné. Ces gaz, en se dégageant, entraînent avec eux une portion de la matière animale en partie décomposée, et répandent une odeur d'une fétidité insupportable.

1706. Quand la matière animale a le contact de l'air, elle finit par se dissiper complètement, mais lorsque les matières animales sont principalement formées de chair musculaire, et qu'elles sont enfouies dans la terre ou plongées dans l'eau, elles se transforment en une matière grasse particulière; cette substance avait été regardée par Fourcroy comme un savon ammoniacal. M. Chevreul, qui l'a analysée récemment, l'a trouvée composée d'une petite quantité d'ammoniaque, de potasse

et de chaux unies à beaucoup d'acide margarique, et peu d'acide oléique. Fourcroy avait donné à cette substance, ainsi qu'au blanc de baleine et à la matière grasse des calculs biliaires, le nom d'*Adipocire*; mais comme ces 3 substances diffèrent, une dénomination commune ne leur convient pas. Le gras des cadavres se forme sous l'eau en six semaines ou deux mois; mais quand les cadavres sont sous terre, elle se forme d'autant plus lentement que la terre est moins humide; plusieurs chimistes avaient pensé qu'elle se formait au dépend de la chair musculaire; mais M. Chevreul ayant reconnu qu'elle est identique avec le résultat de la saponification des graisses, ce chimiste pense qu'elle provient des graisses toutes formées dans les cadavres.

1707. *Fumigations.* Nous avons dit que quand les matières animales sont en fermentation, il s'en dégage des miasmes putrides qui sont dangereux à respirer. M. Guyton est parvenu à détruire complètement ces miasmes, en répandant dans l'air une certaine quantité de chlore gazeux. Pour purifier un amphithéâtre, on met dans un vase de verre de grès ou de porcelaine 250 grammes de sel marin, 70 grammes d'oxide de manganèse, 125 grammes d'acide sulfurique et une égale quantité d'eau; on place la terrine sur quelques charbons incandescens, et on ferme l'amphithéâtre, vingt-quatre ou même douze heures après la fumigation est terminée; on ouvre les portes et les fenêtres, et l'odeur cadavéreuse à disparu. Pour faire des fumigations dans des salles pleines de malades, on doit éviter de dégager un trop grand excès de chlore. Il faut alors introduire dans une fiole à médecine le mélange qui doit fournir le chlore, chauffer légèrement la fiole et faire le tour de la salle; si au bout de quelques minutes l'air a conservé l'odeur du chlore, c'est une preuve que l'on en a dégagé un excès; dans le cas contraire, il faut répéter la fumigation.

1708. M. Labarraque a reconnu que les dissolutions de chlorure de chaux agissaient avec une très-grande énergie sur les miasmes putrides qui se dégagent des matières animales en putréfaction; si l'on couvre d'un drap plongé dans une dissolution de chlorure de chaux un cadavre en putréfaction, l'odeur fétide disparaît instantanément. Ce même chimiste a employé le chlorure de chaux dans un grand nombre d'autres circonstances avec un grand succès.

1709. *Moyens de prévenir la putréfaction.* Les procédés employés pour prévenir ou retarder la fermentation sont nombreux; nous décrirons les principaux.

1710. *Dessiccation.* La présence de l'eau étant indispensable au développement de la putréfaction, la dessiccation est un moyen infaillible de la prévenir. Un grand nombre de matières animales sont conservées par ce procédé; la gélatine, les peaux, etc.

1711. *Froid.* Une température comprise entre 15 et 35° étant nécessaire à la

fermentation, on conçoit que le froid est un très-bon préservatif contre la putréfaction. Lorsque la température est assez basse pour congeler l'eau que la matière animale renferme, elle doit produire le même effet que la dessiccation. On sait que l'on a retrouvé sous des montagnes de glace des animaux presque intacts et qui y avaient été ensevelis à une époque très-reculée. Pallas, dans son Voyage en Sibérie, rapporte qu'on avait découvert en 1771 sur les bords du Viloni, dans une terre sablonneuse toujours gelée, un rhinocéros dont la peau et les cartilages étaient parfaitement conservés; cette espèce de quadrupède maintenant étranger à la Sibérie, ne peut y avoir vécu qu'à une époque antérieure au temps historique.

1712. *Sel marin.* Le sel marin est employé depuis un temps immémorial pour conserver les viandes et le poisson; il paraît qu'il agit en s'emparant de l'eau de la matière animale.

1713. *Alcool.* Toutes les matières animales se conservent très-bien dans l'alcool; il est très-probable que l'alcool n'agit qu'en absorbant l'eau.

1714. *Acides.* On sait depuis long-temps que les viandes marinées dans le vinaigre se conservent très-bien. Tous les acides forts jouissent également de cette propriété; l'acide paraît agir en se combinant avec la matière animale.

1715. *Cuisson.* La cuisson arrête ou retarde la putréfaction des alimens; on ne sait pas si cet effet est dû au dégagement de l'eau ou à la coagulation de certaines parties très-putrescibles, ou au changement de nature de la matière animale.

1716. *Méthode de M. Appert.* Cette méthode est maintenant employée pour conserver toutes sortes d'alimens, légumes, poisson, viandes, etc., pendant des années entières; elle consiste à renfermer les alimens cuits, ou seulement chauffés à 80°, dans des boîtes de fer-blanc fermées et soudées, que l'on plonge ensuite pendant quelques instans dans l'eau bouillante. M. Appert a décrit avec détail ses procédés dans une brochure déjà réimprimée plusieurs fois, et a formé à Paris un établissement où l'on prépare les alimens d'après cette méthode.

1717. *Sublimé Corrosif.* Ce sel est maintenant employé pour conserver les cadavres; c'est à M. Chaussier qu'on doit la découverte de cette nouvelle méthode; elle consiste à mettre le cadavre vidé et lavé dans de l'eau que l'on maintient saturée de sublimé corrosif. En se combinant avec les chairs ce sel les raffermit, les rend imputrescibles même lorsqu'elles sont exposées à toutes les intempéries de l'air.

RÉSUMÉ DES CHAPITRES I, II, III, IV et V.

Chimie Animale.

Substances Animales.

SUBSTANCES NI GRASSES NI ACIDES.

Fibrine. Substance fibreuse, insoluble dans l'eau et l'alcool, qui forme la plus grande partie des muscles; elle entre dans la composition du sang et du chyle.

Albumine. Existe sous deux états. Liquide, elle renferme de l'eau, constitue le blanc d'œuf, le serum du sang, etc.; un courant galvanique, l'alcool, l'éther et la chaleur la coagulent; les acides la troublent, la plupart des sels la précipitent; desséchée à l'air, elle conserve ses propriétés. Coagulée par la chaleur, elle se rapproche beaucoup de la fibrine.

Gélatine. Ne fait jamais partie des matières liquides des animaux; elle est soluble dans l'eau chaude, insoluble dans l'alcool, l'éther et les huiles; elle forme avec le tannin un composé imputrescible; s'extrait des rognures de peau, des os, ou de la vessie natatoire de plusieurs poissons.

Matière caséeuse. N'existe que dans le lait. Elle est très-soluble dans les alcalis et les acides. Abandonnée à la putréfaction, elle se transforme en oxide caséeux, en caséate d'ammoniaque, et en gomme. L'oxide caséeux est une matière spongieuse grasse, insoluble dans l'eau froide, dans l'alcool, l'éther, et soluble dans l'eau chaude.

Urée. N'existe que dans l'urine des animaux, principalement dans celles de l'homme. L'urée cristallise en prismes incolores et sans odeur, très-solubles dans l'eau et l'alcool. Par sa putréfaction elle donne beaucoup d'ammoniaque; en dissolution, elle est décomposée et précipitée par le chlore. Les alcalis, les acides, les sels et la noix de galle ne la précipitent pas.

Matière colorante du Sang. S'extrait en séparant les caillots du serum ou par décantation, ou en les plaçant sur du papier à filtre. M. Vauquelin traite le caillot par l'acide sulfurique, chauffe à 70° et sature par l'ammoniaque. La matière colorante obtenue par le premier procédé est soluble dans l'eau au-dessous de 50°; à une température plus élevée, elle se précipite et paraît alors identique avec celle que l'on obtient par le procédé de M. Vauquelin. Cette dernière est soluble dans les acides et les alcalis et ne renferme point de fer.

Picromel. N'existe que dans la bile des animaux. Il a la consistance de l'huile de térébenthine. Il est très-soluble dans l'eau et l'alcool. Sa dissolution n'est troublée ni par les acides, ni par les alcalis, ni par le tannin; le sous-acétate de plomb, le nitrate de mercure et les sels de fer paraissent être les seuls composés salins qui le précipitent.

Sucre de Lait. N'existe que dans le lait; s'obtient en évaporant le petit-lait. Il est sous forme de cristaux blancs, durs, solubles dans l'eau, et insolubles dans l'alcool. La torréfaction et les alcalis le rendent plus soluble; l'acide nitrique agit sur lui comme sur la gomme; l'acide sulfurique comme sur le ligneux.

SUBSTANCES GRASSES NON ACIDES.

Stéarine. Fusible à 44°. Soluble dans l'alcool; cristallise en aiguilles: se saponifie en se transformant en acides margarique, oléique, en glycérine, et souvent en acide stéarique.

Élaïne. Liquide à 4°, peu soluble dans l'alcool. Se saponifie comme la stéarine, mais donne plus d'acide oléique et de glycérine.

SUBSTANCES GRASSES NON ACIDES.

Cétine. Forme la majeure partie du blanc de baleine. Elle fond à 49°. Elle est soluble dans l'alcool ; se saponifie en se transformant en acides margarique, oléique, et en éthal.

Cholestérine. Existe dans les calculs biliaires de l'homme. Elle est soluble dans l'alcool ; la potasse ne l'altère point.

Éthal. Est un des produits de la saponification de la cétine ; il est fusible à 48°, soluble en toute proportion dans l'alcool.

Phocénine. Existe dans l'huile de marsouin et de dauphin. Elle est liquide à 17°, très-soluble dans l'alcool ; la potasse la transforme en acides phocénique, oléique, et en glycérine.

Butyrine. Elle est liquide à 19°, son odeur est celle du beurre fort ; par la saponification, elle se transforme en acides butyrique, caproïque, caprique, margarique, oléique, et en glycérine.

Hircine. Existe dans les graisses de bouc et de mouton ; par la saponification, elle se transforme en acide hircique.

ACIDES OXIGÉNÉS.

Acide urique. Existe dans les urines de l'homme, des oiseaux et de plusieurs autres animaux. Il est solide, blanc, sans saveur, sans odeur ; il forme des sels insolubles avec toutes les bases, excepté avec celles qui sont solubles et en excès. Ces sels sont décomposés par tous les acides.

Acide pyro-urique. Est un des produits de la distillation de l'acide urique. Il est blanc, cristallise en aiguilles ; il est soluble dans l'eau et l'alcool ; il forme avec la soude, la potasse et l'ammoniaque, des sels très-solubles.

Acide purpurique. Se forme lorsqu'on traite l'acide urique par l'acide nitrique, le chlore ou l'iode. Quand il est pur, il est blanc, solide, très-soluble dans l'eau.

Acide rosacique. Existe dans quelques urines; combiné avec l'acide urique, il forme le sédiment rose que laissent déposer les urines que l'on rend pendant le cours de certaines fièvres intermittentes. Il est solide, rouge, soluble dans l'eau et l'alcool ; il forme avec les alcalis des sels solubles ; les acides sulfurique et nitrique le transforment en acide urique ; les acides sulfureux et sulfurique lui donnent une belle teinte rouge.

Acide amniotique. N'a encore été trouvé que dans les eaux de l'amnios de la vache ; il est solide, blanc, soluble dans l'eau et l'alcool, mais beaucoup plus à chaud qu'à froid. Il forme des sels solubles avec tous les alcalis.

Acide lactique. Il existe dans le petit-lait aigri, et suivant M. Berzélius, dans la chair musculaire et plusieurs fluides animaux. Il est liquide, très-soluble dans l'eau et l'alcool. Il forme des sels déliquescens avec les alcalis, la magnésie, l'alumine et l'oxide de plomb. Il dissout le fer et le zinc avec dégagement d'hydrogène.

Acide formique. Plusieurs chimistes le regardent comme de l'acide acétique. Il en diffère, suivant Gehlen, en ce que l'acide sulfurique le transforme à la température ordinaire en eau et en oxide de carbone, et en ce qu'il réduit le nitrate d'argent avec dégagement d'acide carbonique.

Acide caséique. C'est un des produits du caséum ; il est liquide, se prend par l'évaporation en une masse grenue. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Acide cyanique. Paraît exister dans les poudres fulminantes qu'on obtient en traitant le mercure et l'argent par l'acide nitrique et l'alcool. On n'a point encore pu l'isoler.

ACIDES NON OXIGÉNÉS.

Tous ces acides ont pour base le cyanogène.

Les alcalis en dissolution absorbent facilement le cyanogène, et lorsqu'on y verse un acide, il se dégage un volume d'acide carbonique égal au volume du cyanogène, et il se forme un volume d'acide hydro-cyanique et un volume de gaz ammoniaque. Le cyanogène décompose les carbonates alcalins au rouge obscur ; il se combine avec une fois et demie son volume d'acide hydro-sulfurique, et forme une substance qui cristallise

ACIDES NON OXIGÉNÉS.

en aiguilles. Il absorbe aussi une fois et demie son volume de gaz ammoniaque. Jusqu'ici on n'a obtenu que quatre cyanures métalliques, ceux de mercure, de potassium, d'argent et d'or.

Le cyanure de mercure s'obtient en traitant le bleu de prusse par le deutoxide de mercure ; il cristallise en prismes ; la chaleur le décompose en métal et en cyanogène. Les dissolutions alcalines, les acides nitrique et sulfurique ne le décomposent point ; les acides hydrogénés font passer le cyanogène à l'état d'acide hydro-cyanique. L'hydro-chlorate de protoxide d'étain est le seul sel qui agisse sur le cyanure de mercure. Le cyanure de mercure dissout beaucoup d'oxide de mercure.

Acide hydro-cyanique. Il est liquide, bout à 26° ; il est très-odorant ; c'est le poison le plus violent. Il est soluble dans l'eau et l'alcool ; la chaleur rouge le décompose. Il existe dans les amandes amères, les feuilles de pêcher, etc. Il se forme dans la distillation des matières organiques azotées. S'obtient en décomposant le cyanure de mercure par l'acide hydro-sulfurique ou l'acide hydro-chlorique. Il est composé de deux volumes de cyanogène et d'un volume d'hydrogène.

Les hydro-cyanates alcalins sont toujours avec excès de base ; l'air et tous les acides les décomposent.

Acide hydro-ferro-cyanique. Il est formé de deux atomes d'acide hydrocyanique et d'un atome de cyanure de fer. Il est solide, cristallin, très-soluble dans l'eau ; il se combine avec toutes les substances terreuses et alcalines. S'obtient en traitant l'hydro-ferro-cyanate de potasse par l'acide tartrique ou l'acide hydro-chlorique. Les hydro-ferro-cyanates, à 100°, se transforment en cyanures.

L'hydro-ferro-cyanate de potasse n'est précipité ni par la noix de galle ni par l'hydrogène sulfuré. Sa dissolution précipite presque tous les sels métalliques. S'obtient en traitant le bleu de prusse successivement par l'acide sulfurique et la potasse.

L'hydro-ferro-cyanate de fer (bleu de prusse) est solide, bleu, insoluble dans l'eau ; l'air et le chlore lui donnent une teinte verte. S'obtient dans les laboratoires en versant une dissolution d'hydro-ferro-cyanate de potasse dans une dissolution d'un sel de tritoxide de fer. Dans les arts on l'obtient en calcinant un mélange de potasse et de matière animale, lessivant, versant une dissolution d'alun et de sulfate de fer, et lavant pendant plusieurs jours. Le bleu de prusse est tantôt à l'état de sel neutre, tantôt à l'état de sous-sel ; celui du commerce est toujours avec excès de base.

Acide chloro-cyanique. S'obtient en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution d'acide hydro-cyanique, et absorbant l'excès de chlore par le mercure ; en chauffant, l'acide chloro-cyanique se dégage à l'état de gaz. La dissolution ne précipite pas les sels d'argent ; les alcalis absorbent rapidement cet acide et forment des chloro-cyanates, qui en dissolution dans l'eau sont décomposés par un grand nombre d'acides.

ACIDES GRAS.

Acide sébacique. C'est un des produits de la distillation des graisses ; il est solide, soluble dans l'eau et l'alcool, forme des sels neutres avec tous les alcalis.

Acide cholestérique. S'obtient en traitant la cholestérine par l'acide nitrique. Il cristallise en aiguilles blanches, fusibles à 58° ; il est insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool, forme des sels colorés en rouge ou en jaune.

Acide stéarique. Se forme dans la saponification du suif ; il fond à 70°, forme des sels décomposables par presque tous les acides. Le stéarate neutre de potasse est soluble dans l'alcool ; une grande quantité d'eau le fait passer à l'état de bi-stéarate.

Acide margarique. N'a encore été trouvé que dans le gras des cadavres ; c'est un des produits de la saponification des graisses ; il est fusible à 60°,

ACIDES GRAS.	insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'alcool. Il se combine avec toutes les bases salifiables et forme des sels neutres ainsi que des sels acides ; ils sont plus solubles dans l'eau que les stéarates. La loi de composition est la même que celle de ces derniers sels. *Acide oléique*. Cet acide fait partie du gras des cadavres ; c'est aussi un des produits de la saponification des graisses ; il est liquide, insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool. Il forme avec les bases salifiables des sels à différens degrés de saturation. Tous les oléates, excepté ceux de soude, de potasse et d'ammoniaque, sont insolubles. *Acide phocénique*. Est un des produits de la saponification de la phocénine. Cet acide est liquide : son odeur est forte ; il est un peu soluble dans l'eau et très-soluble dans l'alcool. *Acides butyrique, caproïque, caprique*. Ces acides sont les produits de la saponification de la butyrine. L'acide butyrique est liquide, son odeur est forte, il s'unit à la plupart des bases salifiables. L'acide caproïque est liquide, son odeur est analogue à celle de la sueur. L'acide caprique est en petites aiguilles incolores, qui se liquéfient à 18°. *Acide hircique*. Est le produit de la saponification de l'hircine.

Composition des Parties des Animaux.

MATIÈRES SOLIDES.	*Os*. Renferment une matière animale, qui se transforme en gélatine par l'eau bouillante, du sous-phosphate de chaux, beaucoup d'hydro-chlorate et de carbonate de chaux, une petite quantité de phosphate de magnésie, quelques traces de silice, d'alumine, d'oxide de fer, et d'oxide de magnésie. *Coquilles et Croûtes*. Sont formées de matières animales et de carbonate de chaux. *Cornes, ongles, épiderme*. Sont formés de mucus desséché et d'une petite quantité d'huile. *Cheveux, poils, laine*. Sont composés de mucus, qui en forme la partie principale, d'huile blanche concrète, d'huile dont la couleur varie, et de quelques sels terreux et souvent d'une petite quantité de soufre.
MATIÈRES MOLLES.	*Peau*. Est formée de trois membranes, l'épiderme, le tissu réticulaire et le derme ; ce dernier est presque uniquement composé d'une matière animale, qui par l'eau bouillante se transforme en gélatine. Le derme se combine avec le tannin et se transforme en cuir. *Membranes*. Toutes se transforment en gélatine par l'eau bouillante. *Tendons*. Cordons brillans, nacrés, à fibre parallèle. Ils résistent long-temps à l'action de l'eau bouillante, mais finissent cependant par s'y dissoudre. Par la dessiccation ils deviennent durs, cassans, translucides ; l'eau leur rend leurs propriétés primitives. *Aponévroses*. Variétés des tendons sous la forme de membranes. *Tégumens*. Sont formés de fibres très-fortes. Ils résistent plus que tous les tissus précédens à l'action de l'eau bouillante. *Tissus glanduleux*. Jusqu'ici on n'a examiné que le foie de bœuf. Il est formé d'albumine desséchée, d'une matière peu azotée soluble dans l'alcool, d'huile phosphorée analogue à celle du cerveau, et de plusieurs sels terreux. *Muscles*. Sont composés de fibrine, d'albumine, d'osmazome, de graisse, de gélatine, d'acide lactique et de différens sels terreux. *Matière cérébrale*. Celle de l'homme est formée d'eau, de matière grasse blanche, de matière grasse rouge, d'osmazome, d'albumine, de phosphore uni aux matières grasses, de soufre et de différens sels. *Matières grasses*. Les matières grasses se trouvent dans tous les tissus ; elles servent à garantir les organes. La plupart sont formées d'élaïne et de

MATIÈRES MOLLES.	stéarine. Le suif de boue et de mouton renferme en outre de l'hircine; le beurre, de la butyrine et de l'acide butyrique. Les huiles de dauphin et de marsouin sont formées d'élaïne, de cétine et de phocénine; le blanc de baleine est formé de beaucoup de cétine, d'une huile fluide à 18°, et d'un principe particulier jaunâtre.
LIQUIDES PRODUITS PAR LA DIGESTION.	*Chime.* Substance dans laquelle les alimens se transforment dans l'estomac; contient de l'albumine, mais point de gélatine. *Chyle.* Substance blanche, transparente ou opaque, séparée du chime à sa sortie de l'estomac par des vaisseaux capillaires qui recouvrent les intestins grêles; l'élément principal du chyle est l'albumine. Le chyle végétal est toujours transparent, et le chyle animal toujours laiteux, il doit cet aspect à des globules de matières grasses. *Sang.* Il est formé d'un liquide jaune, désigné sous le nom de *Serum*, et qui est formé d'eau et d'albumine, de lactate de soude et de différens sels; tenant en suspension des globules de la matière colorante, dont les dimensions et la forme dépendent de la nature de l'animal; dans les mammifères ces globules sont circulaires.
LIQUIDES DES SÉCRÉTIONS.	*Liquides des membranes séreuses.* Paraissent ne différer du serum du sang qu'en ce qu'elles sont moins albumineuses. La liqueur des hydropiques, des vesicatoires, de la brûlure, sont dans le même cas. *Lymphe.* Liquide incolore, très-abondant et qui circule dans un système particulier de vaisseaux; il paraît ne différer du serum du sang qu'en ce qu'il est moins albumineux. *Synovie.* Suinte des capsules synoviales des articulations et des coulisses des tendons; elle est formée d'eau, d'albumine, de matière fibreuse et de plusieurs sels. *Liqueur du Fœtus.* Les différentes analyses qui en ont été faites diffèrent trop entre elles pour que l'on puisse rien affirmer de positif sur sa composition. *Salive.* Est formée d'une matière animale particulière, de mucus, d'eau, d'hydro-chlorate alcalin, de lactate de soude et de soude. *Suc Pancréatique.* Il n'a point été analysé. *Humeur de l'Œil.* L'humeur aqueuse et l'humeur vitrée sont composées d'une grande quantité d'eau, d'une très-petite quantité d'albumine, de gélatine et de sel marin. Le cristallin diffère de ces deux humeurs en ce qu'il ne renferme point de sel marin et qu'il contient beaucoup plus d'albumine et de gélatine. M. Berzélius n'y admet point la gélatine. *Larmes.* Elles sont formées de beaucoup d'eau, de quelques centièmes de mucus, d'une très-petite quantité de soude, de sel marin, de phosphates de chaux et de soude. *Mucus.* Le mucus est visqueux, filant; desséché, il devient insoluble dans l'eau. *Liqueur Séminale.* Est composée de beaucoup d'eau, de mucilage animal, de soude et de phosphate de chaux. *Suc Gastrique.* Son existence est douteuse. *Bile.* Liquide, jaunâtre, visqueuse; celle du bœuf est formée d'eau, de matière résineuse, de picromel, de matière jaune, de soude et de sels terreux et alcalins. *Lait.* Il est composé d'eau, de matière caséeuse, de sucre de lait, de beurre, d'acide lactique et de sels terreux et alcalins.
EXCRÉTIONS.	*Transpiration.* Elle est formée de beaucoup d'eau, d'une petite quantité d'acide acétique, d'hydro-chlorate de soude et peut-être de potasse, de très-peu de phosphate terreux, d'un atome d'oxide de fer et d'une quantité inappréciable de matière animale. Les $^{5}/_{8}$ des alimens disparaissent par la transpiration, et les $^{3}/_{8}$ par les excrémens. La transpiration pulmonaire est les $^{7}/_{18}$ de la transpiration totale.

EXCRÉTIONS.	*Urine.* L'urine humaine est formée d'eau, d'urée, d'acide urique, d'acide lactique, de mucus, de sels alcalins et terreux et de soufre. Elle change de nature dans les maladies : dans le diabètes elle renferme du sucre. Toutes les espèces d'urines examinées jusqu'ici renferment de l'urée ; celles des herbivores ne renferment ni acide urique ni phosphates, mais elles contiennent des carbonates et des benzoates ; celles de l'homme, des oiseaux et des amphibies sont les seules qui présentent de l'acide urique ; les phosphates ne se rencontrent que dans celles de l'homme et des mammifères carnivores. *Matières Fécales.* Les excrémens humains renferment de la bile, de l'albumine, de la résine, une matière extractive particulière et des sels. Les excrémens des oiseaux renferment beaucoup d'acide urique.
CONCRÉTIONS MORBIFIQUES.	*Calculs Biliaires.* Ceux du bœuf sont formés de la matière jaune de la bile ; ceux de l'homme sont principalement formés de cholestérine. *Concrétions Urinaires.* Chez l'homme on en connait quinze espèces ; ils sont formés, 1° d'acide urique ; 2° d'urate d'ammoniaque ; 3° d'oxalate de chaux ; 4° d'oxide cystique ; 5° d'oxide xanthique ; 6° de matière fibrineuse ; 7° d'acide urique et de phosphates terreux par couches ; 8° d'acide urique et de phosphates terreux intimément mêlés ; 9° d'urate d'ammoniaque et phosphates en couches distinctes ; 10° d'urates d'ammoniaque et de phosphates mêlés ; 11° de phosphates terreux en couches ou mêlés ; 12° d'oxalate de chaux et acide urique en couches distinctes ; 13° d'oxalate de chaux et de phosphates terreux en couches distinctes ; 14° d'oxalate de chaux, d'acide urique ou d'urate d'ammoniaque et de phosphates terreux ; 15° de silice, d'acide urique, d'urate d'ammoniaque et de phosphate terreux. Les calculs vessiculaires des herbivores sont friables, ils sont composés de carbonate de chaux et d'un peu de carbonate de magnésie ; ceux des carnivores sont de nature variable, on en a trouvé qui renferment des phosphates terreux, du phosphate ammoniaco-magnésien, du carbonate de chaux et de l'urate d'ammoniaque. *Concrétions Intestinales.* Celles des animaux portent le nom de *bezoards* ; on en connait sept espèces. *Concrétions Arthritiques.* Renferment de l'urate de soude, de l'urate de chaux et du sel marin. *Concrétions Salivaires.* Sont formées de carbonate et de phosphate de chaux.
SUBSTANCES PARTICULIÈRES A CERTAINS ANIMAUX.	*Musc.* Il renferme de l'élaïne, de la stéarine, de la cholestérine, une huile acide et une huile volatile. *Civette.* A beaucoup d'analogie avec le musc. *Castoreum.* Est formé de résine, d'un corps gras, d'huile volatile et d'extractif. *Ambre gris.* Est formé d'une matière grasse particulière qui se rapproche beaucoup de la cholestérine. *Laite des Poissons.* Elle renferme du phosphore non oxigéné. *Cantharides.* Elles renferment une matière jaune, une matière noire, de l'acide acétique, de l'acide urique, du phosphate de magnésie et la matière vessicante ; cette dernière cristallise en lames, elle est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool et les huiles.

Phénomènes de la vie.

Les phénomènes chimiques qui se développent pendant la vie sont très-nombreux, mais jusqu'ici on ne connait guère que ceux de la respiration. C'est dans les poumons que le sang veineux se change en sang artériel ; une partie de l'oxigène respiré se transforme en acide carbonique, une autre portion se combine probablement avec l'hydrogène du sang et forme de l'eau. L'air expiré renferme de l'acide carbonique et une certaine quantité d'azote qui est émis par l'animal.

La chaleur animale provient, en grande partie, de celle qui se développe par la combinaison de l'oxigène de l'air avec le carbone et l'hydrogène du sang. Cette dernière forme les 0,7 ou les 0,9 de la chaleur totale émise par l'animal, le reste provient de l'assimilation et du frottement. Un homme en vingt-quatre heures absorbe environ 750 litres d'oxigène.

Tous les gaz, à l'exception de l'oxigène, sont impropres à la vie ; les uns donnent la mort uniquement parce qu'il ne renferment point d'oxigène libre, les autres par une action directe sur les organes. L'hydrogène sulfuré est un des gaz les plus délétères.

Décomposition des Animaux.

FERMENTATION PUTRIDE.	Les conditions sont : 1° de l'humidité, 2° une température comprise entre 15 et 35° ; les produits sont de l'eau, de l'acide acétique, de l'acide carbonique, de l'ammoniaque, de l'hydrogène carboné ; ces gaz et ces vapeurs entraînent avec eux une matière animale à demi décomposée, d'une odeur très-fétide. Toutes les matières animales ne sont pas également susceptibles d'éprouver la fermentation putride, les matières grasses l'éprouvent difficilement. Celles qui sont sèches peuvent se conserver indéfiniment.
FUMIGATIONS.	Le chlore gazeux détruit instantanément tous les miasmes putrides en absorbant leur hydrogène.
CONSERVATION DES MATIÈRES ANIMALES.	Dessiccation. Froid. Sel marin. Alcool. Acides. Cuisson. Méthode de M. Appert. Sublimé corrosif.

ANALYSE CHIMIQUE.

1718. L'analyse chimique est une des parties les plus importantes de la chimie, elle a pour but de reconnaître et de séparer les élémens mêlés ou combinés d'un corps quelconque. Par conséquent, l'analyse chimique complète serait la solution de ce problème : étant donné un mélange ou une combinaison d'un nombre quelconque de corps, déterminer leur nature et leur poids.

Ce problème général présenterait une très-grande complication et de très-grandes difficultés, et je ne crois pas que dans l'état actuel de la science on puisse le résoudre complètement. Heureusement les corps que l'on peut avoir à analyser ne contiennent jamais qu'un petit nombre d'élémens. Nous nous bornerons donc à examiner un certain nombre de cas particuliers, qui renfermeront ceux qu'on rencontre le plus ordinairement.

1719. L'analyse d'un corps est toujours composée de deux opérations : l'une a pour objet de reconnaître la nature des élémens, l'autre de les peser.

1720. Pour procéder avec ordre, nous décrirons d'abord les principaux moyens d'analyse employés et les manipulations communes à la plupart des analyses ; ensuite nous parlerons de l'analyse des gaz, des corps combustibles, des oxides, des sels, des eaux minérales, des matières végétales et animales, et nous terminerons par les tables de composition des corps connus.

Procédés d'Analyse et Manipulations communes à un grand nombre d'analyses.

1721. Les moyens employés pour distinguer les corps les uns des autres, sont la manifestation de toutes les propriétés physiques ou chimiques qui leur sont propres ; quelquefois les corps ont des caractères physiques évidens, suffisans pour les distinguer, mais souvent il est nécessaire de les mettre en contact avec certaines substances connues qui les caractérisent par la nature de leur réaction ; ces corps portent le nom de *réactifs*. Quant à la séparation des élémens, elle peut quelquefois se faire mécaniquement : par exemple, si une poudre métallique était mêlée avec un sable plus léger, par la ventilation ou la décantation on pourrait les séparer, et si le métal était du fer magnétique on l'enlèverait facilement par un aimant. Mais ces cas sont peu nombreux ; en général il faut pour séparer les corps leur donner des états différens en les combinant avec d'autres corps, ou seulement avec le calo-

rique ; on conçoit en effet qu'étant les uns gazeux, d'autres liquides et d'autres solides, on peut facilement les isoler les uns des autres : par exemple, supposons que nous voulions séparer le mercure et l'or d'un amalgame : le mercure étant volatil par la seule action de la chaleur, on le dégagera et on obtiendra les deux métaux isolés ; mais si les deux métaux étaient du plomb et du cuivre, aucun d'eux n'étant volatil, il faudrait tâcher d'en rendre un liquide ; pour cela on les dissoudrait dans l'acide nitrique, et en versant dans la dissolution un excès d'acide sulfurique, le plomb serait précipité à l'état de sulfate et le cuivre resterait en dissolution ; on pourrait alors réduire séparément les deux sels métalliques pour obtenir les métaux isolés, ou bien déduire de leurs poids ceux des métaux qu'ils renferment.

1722. *Réactifs.* Ils sont destinés, comme nous l'avons déjà dit, à constater la nature d'un corps ou à le séparer de plusieurs autres ; les réactifs que l'on emploie sont assez nombreux et doivent être parfaitement purs. Leur préparation ayant été exposée précédemment, nous allons seulement en donner le tableau, en mettant à côté leur usage ordinaire.

Tableau des principaux Réactifs.

	NOMS.	USAGES.
Corps simples non métalliques.	*Chlore*	Pour absorber l'hydrogène bi-carboné.
	Hydrogène	Pour analyser les mélanges gazeux renfermant de l'oxigène.
	Charbon	Pour réduire la plupart des oxides métalliques.
	Phosphore	Pour analyser l'air.
	Iode	Pour reconnaître la présence de l'amidon.
Métaux.	*Zinc*	Pour précipiter l'étain, l'arsenic, l'antimoine, le bismuth, le plomb, le cuivre, le tellure, le mercure, l'argent et les métaux du dernier ordre ; pour reconnaître l'acide molybdique.
	Fer	Pour précipiter les mêmes métaux.
	Étain	Pour précipiter l'or, reconnaître le titane.
	Cuivre	Pour précipiter l'argent et le mercure.
	Mercure	Pour reconnaître l'hydrogène sulfuré et absorber le chlore.
	Argent	Pour reconnaître l'hydrogène sulfuré.
Alcalis et Oxides.	*Chaux*	Pour reconnaître l'acide carbonique et le perchlorure de mercure.
	Barite	Pour reconnaître les acides carbonique, sulfurique et l'or.

ALCALIS et OXIDES.	*Soude* *Potasse*	Pour précipiter presque toutes les terres et les métaux à l'état d'oxide. Pour dissoudre les oxides de zinc, d'étain, le protoxide et le deutoxide d'arsenic, les deutoxide et tritoxide d'antimoine, l'oxide de plomb et celui de tellure, la silice, l'alumine et la glucine; pour détruire la cohésion des pierres et faciliter la réduction des métaux.
	Oxide d'arsenic	Pour reconnaître l'hydrogène sulfuré et le cuivre.
	Oxide de cuivre	Pour analyser les matières végétales et animales.
	Ammoniaque	Pour reconnaître le cuivre, pour séparer le nickel du cobalt, pour dissoudre les oxides de zinc et de cuivre, de cadmium, d'argent, de tellure, les deutoxide et tritoxide d'antimoine, les protoxides de cobalt, de fer et de nickel, le deutoxide d'étain, le deutoxide de mercure et les deutosides d'or et de platine, le chlorure d'argent.
ACIDES.	*Acétique*	Pour séparer la résine du gluten, pour rougir le papier de tournesol.
	Carbonique	Pour distinguer l'acétate neutre de plomb du sous-acétate.
	Hydro-chlorique	Pour reconnaître et précipiter l'argent en dissolution, ainsi que le plomb; pour reconnaître l'ammoniaque à l'état de gaz, pour dissoudre un grand nombre de corps, pour distinguer le proto nitrate de mercure du deuto-nitrate.
	Hydro-sulfurique	Pour reconnaître un grand nombre de métaux pour séparer le zinc du cadmium.
	Nitrique	Pour dissoudre les métaux, précipiter l'étain, pour distinguer le fer de l'acier.
	Oxalique	Pour reconnaître et précipiter la chaux, pour séparer la zircone du fer, le cobalt du fer.
	Sulfurique	Pour reconnaître la barite, la strontiane et le plomb; pour reconnaître l'indigo, pour analyser les soudes et les potasses, pour décomposer plusieurs sels.
	Tartrique	Pour séparer le fer du titane, pour distinguer la soude de la potasse.
SELS.	*Acétate de barite*	Pour reconnaître l'acide sulfurique libre ou combiné.
	Acétate de plomb	Pour reconnaître les acides sulfurique, carbonique, borique, hydro-sulfurique, phosphorique, tartrique, etc.
	Sous-acétate de plomb	Pour précipiter la plupart des matières colorantes.
	Benzoate d'ammoniaque	Pour séparer le fer du manganèse, et le fer du nickel et du cobalt.

SELS.	*Borax*	Pour absorber les acides sulfureux et hydro-chlorique gazeux, pour dissoudre à l'aide de la chaleur les oxides métalliques.
	Sous-carbonate d'ammoniaque.	Pour séparer la glucine de l'alumine, pour précipiter plusieurs oxides métalliques.
	Sous-carbonate de potasse *Sous-carbonate de soude*	Pour précipiter les oxides métalliques.
	Chromate de potasse	Pour reconnaître le plomb et le mercure.
	Hydro-chlorate d'ammoniaque.	Pour précipiter le platine.
	Hydro-chlorate de barite	Même usage que l'acétate de barite.
	Hydro-chlorate d'étain	Pour reconnaître l'acide molybdique, le deuto-chlorure de mercure et l'or.
	Hydro-chlorate d'or	Pour reconnaître le proto-sulfate de fer, les sels d'étain.
	Hydro-chlorate de platine	Pour distinguer la soude de la potasse.
	Hydro-chlorate de soude	Pour reconnaître les sels d'argent et les sels de protoxide de mercure.
	Hydro-chlorate de potasse	Pour distinguer l'acide tartrique de l'acide citrique.
	Hydriodate de potasse	Pour reconnaître plusieurs dissolutions métalliques par la couleur des précipités.
	Hydro-cyanate de potasse	Même usage, très-employé.
	Hydro-sulfate de potasse *Hydro-sulfate d'ammoniaque*	Même usage, très-employé.
	Nitrate d'argent	Pour reconnaître l'acide hydro-chlorique.
	Nitrate de barite	Même usage que l'acétate.
	Oxalate d'ammoniaque	Pour reconnaître et précipiter la chaux.
	Phosphate de soude	Pour les essais au chalumeau, et avec le sous-carbonate d'ammoniaque pour précipiter la magnésie.
	Sulfate de cuivre	Pour reconnaître l'oxide d'arsenic.
	Sulfate de protoxide de fer	Pour reconnaître l'or, l'acide hydro-cyanique, l'acide gallique.
	Sulfate de potasse	Pour séparer le cérium de l'yttria, reconnaître l'acide tartrique.
	Succinate d'ammoniaque	Pour séparer le fer du manganèse.
	Deuto-chlorure de mercure	Pour reconnaître l'albumine.
	Cyanure de mercure	Pour reconnaître le palladium.
MATIÈRES VÉGÉTALES.	*Albumine*	Pour reconnaître le deuto-chlorure de mercure.
	Alcool	Pour séparer un grand nombre de sels, la barite de la strontiane, pour précipiter la gomme.
	Amidon	Pour reconnaître l'iode.
	Éther	Pour séparer les matières végétales et animales.
	Gélatine	Pour précipiter le tannin.
	Noix de galle	Pour précipiter la gélatine et distinguer les métaux en dissolution.
	Papier de tournesol	Pour reconnaître les acides.
	Papier de tournesol rougi	Pour reconnaître les alcalis.
	Teinture bleue de choux rouge.	Pour reconnaître les acides et les alcalis.
	Papier de curcuma	Pour reconnaître les alcalis.

1723. *Observations sur l'analyse des Gaz.* Nous avons déjà indiqué la manière de les recueillir, de les mesurer (2) (3); nous répétons qu'il est indispensable, quand on les mesure, de tenir compte de la température et de la pression atmosphérique, et de soumettre les gaz à la pression extérieure en enfonçant la cloche dans la cuve, de manière que le niveau du liquide intérieur soit sur le prolongement du niveau extérieur. Les analyses des gaz doivent être faites le plus possible sur le mercure, afin d'éviter que le gaz sur lequel on opère ne se sature de vapeurs d'eau, qu'une partie ne se dissolve ou ne se mêle avec les gaz que l'eau tient en dissolution et qui peuvent se dégager. Un grand nombre de ces analyses se font dans l'eudiomètre (*pag.* 27.)

1724. *Observations sur l'analyse des Corps solides.* La première opération à laquelle on doit soumettre un corps solide est la pulvérisation; elle doit être faite dans un petit mortier d'agathe et sur de très-petites quantités à la fois; si la matière n'était pas magnétique, on pourrait la pulvériser dans un mortier de fonte ou d'acier, mais il faudrait enlever avec un barreau aimanté les parcelles métalliques qui auraient pu se détacher. Ensuite il faut en peser dans une balance très-sensible la quantité sur laquelle on doit opérer, et la soumettre aux agens qui doivent agir sur elle.

Lorsqu'on fait une précipitation, il faut avoir soin de verser un excès du précipitant, à moins qu'il ne dissolve une quantité sensible de précipité.

Le précipité, quel qu'il soit, peut être séparé du liquide surnageant ou par filtration ou par décantation; dans tous les cas, il doit être lavé avec de l'eau distillée; il faut remarquer que souvent le papier à filtre renferme du carbonate de chaux, ce que l'on reconnaît facilement, parce qu'alors il fait effervescence avec les acides; il faut dans ce cas laver d'abord le filtre avec de l'acide hydro-chlorique très-étendu.

La dessiccation des précipités est très-importante: on fait d'abord sécher le filtre dans une étuve ou au bain-marie; alors il est facile de détacher la matière du papier; si elle peut supporter la chaleur rouge sans être altérée, on la calcine dans un creuset de platine; dans le cas contraire, on la dessèche dans une capsule de porcelaine au bain-marie. Quand la matière ne peut point être altérée par les cendres du filtre, on calcine de prime-abord dans un creuset de platine.

Lorsque dans le cours d'une opération on évapore une dissolution à siccité, il faut avoir soin, vers la fin de l'opération, de diminuer le feu et d'agiter continuellement, sans cela une partie de la matière pourrait être projetée au dehors.

1725. *Différens modes d'Analyse.* On appelle analyse par la voie humide, celles dans lesquelles on emploie des réactifs liquides, et analyse par la voie sèche celles dans lesquelles on ne se sert que de réactifs secs et de la chaleur; ce dernier mode d'opération est principalement employé en métallurgie.

1726. *Chalumeau.* Cet appareil est d'une très-grande utilité pour reconnaître les métaux et les oxides métalliques qui sont renfermés dans un corps; il est surtout

très-employé pour distinguer les minéraux. Les chalumeaux sont des tubes métalliques, terminés par un orifice très-capillaire, au moyen desquels on produit, en soufflant par l'autre extrémité, un courant d'air qui en traversant la flamme d'une chandelle ou d'une lampe, projette dans sa direction une portion de la flamme dont la température est extrêmement élevée. Les figures 99, 100 et 101 représentent les chalumeaux les plus ordinairement employés; le premier est en verre, les autres sont en cuivre ou en argent. A est la partie que l'on tient à la bouche, B celle qui est voisine de la flamme, C est un réservoir où se condense la vapeur d'eau que contient l'air expiré. La flamme produite par le chalumeau est composée (*fig.* 102) de deux flammes coniques concentriques; celle qui est intérieure se distingue facilement par sa couleur bleue; c'est à l'extrémité de cette dernière que se trouve le maximum de chaleur. La partie de la flamme intérieure qui donne le maximum de chaleur jouit de la propriété de désoxider les corps qui y sont placés, parce qu'elle renferme beaucoup de gaz combustible; au contraire, l'extrémité de la flamme extérieure oxide les corps soumis à son influence, parce que là il n'y a plus de gaz combustible et qu'il y a de l'air atmosphérique. Les corps que l'on soumet à l'action du chalumeau doivent être de la grosseur d'un gros grain de moutarde. Les supports sont une pince de platine (*fig.* 103), ou un morceau de charbon, dans lequel on a pratiqué un trou conique, ou une lame mince de platine, ou un fil de platine courbé en crochet, ou enfin de très-petites capsules de porcelaine. Les réactifs secs sont de la soude, du borax et du phosphate de soude et d'ammoniaque. Nous renvoyons pour les détails à l'ouvrage de M. Berzélius, intitulé *Essai sur le Chalumeau*, et au mémoire de M. Le Baillif, imprimé dans les Annales de l'Industrie nationale et étrangère.

Analyse des Gaz.

1727. Nous commencerons d'abord par déterminer la nature d'un gaz donné, ensuite nous décrirons les procédés d'analyse de quelques mélanges gazeux qui se rencontrent le plus ordinairement.

1728. *Un gaz étant donné, en reconnaître la nature.* La première épreuve à laquelle on doit soumettre le gaz est le contact de l'air : s'il s'enflamme subitement, c'est évidemment de l'*hydrogène phosphoré*.

1729. S'il ne jouit pas de la propriété de s'enflammer spontanément dans l'air, mais qu'il répande des vapeurs rouges, ce sera du *deutoxide d'azote*; s'il répand des vapeurs blanches, ce sera de *l'acide fluorique-silicé*, de *l'acide hydriodique*, de *l'acide hydro-chlorique* ou de *l'acide fluo-borique*.

1730. On reconnaîtra l'acide fluorique silicé au précipité blanc qu'il forme dans l'eau; l'acide hydriodique, parce que le chlore le précipite en violet; l'acide hydro-chlorique,

parce qu'il précipite le nitrate d'argent ; l'acide fluo-borique, parce que ses vapeurs sont très-épaisses et qu'il noircit le papier blanc.

1731. Si le gaz ne répand point de vapeurs dans l'air et qu'il soit inflammable à l'approche de la flamme d'une bougie et qu'en même temps il soit absorbable par la potasse, ce sera de l'*acide hydro-sulfurique*, de l'*acide hydro-sélénique*, de l'*hydrogène telluré* ou du *cyanogène*. L'acide hydro-sulfurique est caractérisé par les propriétés suivantes : son odeur est celle des œufs pourris ; il noircit l'argent et le mercure, et forme des précipités noirs dans les dissolutions d'argent et de plomb. L'acide hydro-sélénique a une odeur analogue à celle de l'acide hydro-sulfurique ; mis en contact avec l'oxigène et du papier humide, il colore le papier en rouge ; sa dissolution aqueuse exposée à l'air se colore en rouge à la surface ; il précipite les dissolutions de manganèse, de zinc et de cérium en couleur de chair, et toutes les autres dissolutions des quatre derniers ordres en brun ou en noir. L'hydrogène telluré a une odeur qui se rapproche aussi de celle de l'acide hydro-sulfurique ; sa dissolution exposée à l'air laisse précipiter une matière brune, le gaz agité avec du chlore forme un hydro-chlorate qui précipite en blanc par les sous-carbonates alcalins et en noir par les hydro-sulfates. Le cyanogène a une odeur vive, il brûle avec une flamme bleue ; sa dissolution dans la potasse, traitée par un acide et par un mélange de proto et de trito-sulfate de fer, forme un précipité de bleu de Prusse.

1732. Si le gaz est inflammable mais non absorbable par la potasse, ce sera de l'*hydrogène proto-phosphoré*, de l'*hydrogène potassié*, de l'*hydrogène arséniqué*, du *gaz hydrogène arséniqué*, du *gaz oxide de carbone*, de l'*hydrogène bi-carboné*, ou de l'*hydrogène proto-carboné*. On reconnaîtra chacun d'eux aux propriétés suivantes : l'hydrogène proto-phosphoré a une odeur de phosphore, il donne en brûlant d'épaisses vapeurs blanches acides. Le gaz hydrogène a une odeur faible et brûle sans résidu et sans fumées, il absorbe ½ volume d'oxigène. Le gaz oxide de carbone a une odeur faible, il absorbe la moitié de son volume d'oxigène et fournit un égal volume d'acide carbonique. Le gaz hydrogène bi-carboné, mêlé avec une fois et demie son volume de chlore, se transforme en une matière liquide huileuse ; il brûle en absorbant trois fois son volume d'oxigène et donne deux volumes d'acide carbonique. Le gaz hydrogène proto-carboné ne forme point d'huile avec le chlore, absorbe moins d'oxigène et fournit moins d'acide carbonique que le gaz hydrogène bi-carboné.

1733. Si le gaz n'est point inflammable et ne répand point de vapeurs dans l'air, ce sera du *chlore*, de l'*oxide de chlore*, du *gaz sulfureux*, du *gaz ammoniaque*, de l'*acide chloro-xi-carbonique*, de l'*acide carbonique*, de l'*oxigène*, du *protoxide d'azote* ou de l'*azote* ; chacun d'eux sera facilement reconnu par les propriétés suivantes. Le chlore est jaune verdâtre, son odeur est particulière ; il attaque le mercure et détruit toutes les matières colorantes. L'oxide de chlore est jaune verdâtre,

son odeur est distincte de celle de tous les autres corps ; il n'attaque pas le mercure à la température ordinaire, et se décompose avec explosion à une température peu élevée. L'acide sulfureux se distingue par son odeur. L'ammoniaque est caractérisé par son odeur, sa vertu alcaline et sa grande solubilité dans l'eau. L'acide chloro-xi-carbonique se transforme immédiatement par l'eau en acides carbonique et hydro-chlorique. L'acide carbonique est absorbé par les alcalis, il trouble l'eau de chaux. L'oxigène augmente la vivacité de la combustion et brûle deux volumes d'hydrogène sans résidu gazeux. Le protoxide d'azote jouit également de la propriété de rallumer les allumettes qui présentent quelques points en ignition, mais il est soluble dans moins de son volume d'alcool, et en le faisant détoner avec son volume d'hydrogène on obtient un égal volume d'azote ; enfin, l'azote est sans odeur, sans saveur et ne jouit d'aucune des propriétés des autres gaz.

1734. *Analyse d'un mélange d'Oxigène et d'Azote.* Se fait comme celle de l'air (28).

1735. *Mélange d'Oxigène et d'Hydrogène.* On fait détoner 100 parties dans l'eudiomètre (p. 27), on mesure l'absorption et on observe la nature du résidu : si le résidu est de l'oxigène, la quantité d'hydrogène était égale aux ⅔ de l'absorption ; si le résidu est de l'hydrogène, la quantité d'oxigène était évidemment égale au tiers de l'absorption.

1736. *Mélange de Protoxide d'azote, ou d'Oxide de carbone et d'Oxigène.* On absorbe l'oxigène comme dans l'analyse de l'air, par la combustion lente du phosphore.

1737. *Mélange d'Hydrogène plus ou moins carboné et d'Oxide de Carbone.* On commence par absorber l'hydrogène bi-carboné par le chlore, ensuite on enlève l'excès de chlore par la potasse. L'absorption donne la quantité d'hydrogène bi-carboné ; on détermine ensuite la densité du mélange, et on en prend 100 parties dont nous supposerons le poids égal à a, que l'on fait détoner dans l'eudiomètre avec 100 parties d'oxigène dont nous représenterons le poids par b ; on absorbe l'acide carbonique par la potasse et on mesure le résidu ; soit c, le poids de l'acide carbonique formé, d le résidu en oxigène. La quantité totale de carbone est renfermée dans l'acide carbonique ; elle est par conséquent égale à $c \times 0,2768$ (220). Par conséquent, le poids de l'hydrogène et de l'oxigène du mélange gazeux sera $a - c \times 0,2768$. Mais comme la quantité d'oxigène absorbé est $a - d$, et que la quantité d'oxigène qui renferme l'acide carbonique $c \times 0,7232$, il en résulte qu'une quantité d'oxigène égale à $a - d - c \times 0,7282$, plus une quantité d'oxigène et d'hydrogène égale à $a - c \times 0,2768$ s'est transformée en eau ; les deux tiers de cette somme totale représentent donc la quantité d'hydrogène du mélange, et le tiers la quantité d'oxigène ; ayant ainsi les quantités d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, on prendra la quantité de carbone nécessaire pour faire de l'oxide de carbone avec la totalité de l'oxigène, et le reste du carbone et de l'hydrogène constitueront l'hydrogène carboné.

1738. *Mélange d'Hydrogène carboné et d'Azote.* On prend 100 parties du mélange que l'on fait détoner dans l'eudiomètre avec un excès d'oxigène. Les ⅔ de l'absorption donnent la quantité d'hydrogène ; le volume de l'acide carbonique s'obtient en absorbant ce gaz par la potasse, on en déduit la quantité de carbone ; enfin, pour avoir le volume de l'azote, il faut mesurer le résidu qui est composé d'azote et d'oxigène, le faire détoner avec un excès d'hydrogène ; le tiers de l'absorption est la quantité d'oxigène, et la différence entre le volume primitif et celui de l'oxigène donne évidemment la quantité d'azote.

1739. *Mélange d'Hydrogène Carboné et de Protoxide d'Azote.* On absorbe l'hydrogène bi-carboné par le chlore, et ensuite le protoxide d'azote par l'alcool qui en dissout plusieurs fois son volume. Le résidu est l'hydrogène proto-carboné.

1740. *Mélange d'Hydrogène carboné et de Deutoxide d'Azote.* On absorbe le deutoxide d'azote par de l'eau alcaline, l'hydrogène bi-carboné par le chlore, l'excès de chlore par la potasse, et le reste est l'hydrogène proto-carboné.

1741. *Mélange d'Hydrogène et d'Azote.* On fait détoner dans l'eudiomètre 100 parties de gaz avec un excès d'oxigène ; les deux tiers de l'absorption représentent la quantité d'hydrogène.

1742. *Mélange d'Hydrogène et d'Oxide de Carbone.* En faisant détoner 100 parties du mélange avec un excès d'oxigène, et absorbant l'acide carbonique par un alcali, la quantité d'acide carbonique donnera celle du carbone, et par conséquent de l'oxide de carbone.

1743. *Mélange de Protoxide d'Azote, d'Hydrogène ou d'Azote, ou d'Oxide de Carbone.* On absorbe le protoxide d'azote par l'alcool.

1744. *Mélange d'Acide Carbonique et d'Acide hydro-chlorique, fluoborique ou fluorique silicé.* On absorbe ces derniers par l'eau.

1745. *Mélange d'Acide carbonique et d'Acide sulfureux.* On absorbe l'acide sulfureux par le borax.

1746. *Mélange d'Acide carbonique et de Chlore.* On absorbe le chlore par le mercure.

1747. *Mélange d'Acide carbonique et d'Hydrogène sulfuré.* On absorbe ce dernier par une dissolution d'acétate neutre de plomb.

1748. *Mélange d'Acide hydro-chlorique et d'Acide sulfureux.* On dissout le mélange dans l'eau et on précipite le dernier par l'eau de barite.

Des Corps Combustibles non métalliques.

1749. Ces corps sont si peu nombreux et ont des propriétés tellement tranchées, que nous regardons comme inutile de décrire leurs caractères distinctifs. Nous nous bornerons à donner la manière d'analyser la poudre.

1750. *Analyse de la Poudre*. La pondre, est comme on sait, un mélange de salpêtre, de soufre et de charbon. En la traitant par l'eau distillée, on dissoudra le sel; le résidu, lavé et séché, en indiquera la quantité. On traitera ensuite le résidu par l'eau et la potasse; on dissoudra ainsi le soufre : le résidu sera le charbon qui lavé, séché et pesé, donnera le poids de cet élément, et on en déduira celui du soufre, en retranchant du poids total de la poudre ceux du salpêtre et du charbon.

Métaux.

1751. *Un Métal étant donné, en reconnaître la nature.* Les caractères physiques d'un métal sont souvent suffisans pour le faire reconnaître, ou du moins, on ne peut hésiter que sur un certain nombre d'entre eux; mais ici nous ne considérons point ces caractères, et nous nous proposons de déterminer sa nature par les effets chimiques.

1752. La première expérience à faire est de mettre le métal en contact avec l'eau; si elle est décomposée et le métal dissous, ce dernier sera un des six métaux suivans: *potassium*, *sodium*, *strontium*, *barium*, *calcium*, *lithium*. Chacun d'eux se reconnaîtra aux caractères suivans.

La dissolution de *potassium* n'est troublée par aucun carbonate alcalin; elle l'est, au contraire, quand elle est suffisamment concentrée, par l'acide tartrique, le sulfate d'alumine et d'hydro-chlorate de platine.

La dissolntion de *soude* n'est troublée par aucnn réactif, quelque concentrée qu'elle soit.

La dissolution de *barium* est tronblée par tous les sous-carbonates alcalins, par l'acide sulfurique et les sulfates. Cette dissolution, évaporée à siccité, donne une substance insoluble dans l'alcool.

La dissolution de *strontiane* jouit des mêmes propriétés que celle de barite, seulement le précipité qui se forme par l'acide sulfurique est moins insoluble, et le résidu de l'évaporation de la liqueur est soluble dans l'alcool qui brûle alors avec une flamme purpurine.

La dissolution de *calcium* est troublée comme les précédentes par les sous-carbonates alcalins; mais lorsqu'elle est étendue d'eau, l'acide sulfurique n'y forme aucun précipité : le résidu de l'évaporation est insoluble dans l'alcool.

La dissolution de *lithine* n'est précipitée ni par l'acide sulfurique, ni par les sous-carbonates alcalins, ni par l'acide oxalique. Le résidu de l'évaporation est déliquescent, et calciné avec de la soude sur le platine, il l'attaque.

1753. Si l'eau est sans action sur le métal, on le traitera par l'acide sulfurique étendu; s'il se dissout, ce sera du *manganèse*, du *zinc*, du *fer* ou du *cadmium*; on les distinguera facilement aux caractères suivans.

La dissolution du *manganèse* est précipitée en blanc par les alcalis et les sous-



carbonates alcalins; le précipité est insoluble dans un excès d'alcali, et par le contact de l'air il passe au brun. Ce précipité, calciné avec de la potasse, donne une matière verte; fondu au chalumeau avec du borax, il donne un verre violet. Les hydro-sulfures et les hydro-ferro-cyanates alcalins précipitent le manganèse en blanc.

La dissolution de *zinc* est précipitée en blanc par la soude, la potasse et l'ammoniaque; mais le précipité est inaltérable à l'air et soluble dans un excès d'alcali. Les hydro-sulfates et les hydro-ferro-cyanates alcalins précipitent le zinc en blanc.

La dissolution de *fer* est précipitée par les alcalis en blanc ou en vert, qui passe au rouge par le contact de l'air, en bleu par l'hydro-ferro-cyanate de potasse lorsqu'on y ajoute un peu de chlore pour sur-oxider le fer; et en violet-noir par la dissolution de noix de galle.

La dissolution de *cadmium* est précipitée en blanc par les alcalis, mais le précipité n'est soluble que dans un excès de soude ou de potasse; l'hydro-ferro-cyanate de potasse la précipite en blanc, et les hydro-sulfates en jaune ou orangé; l'infusion de noix de galle n'y produit aucun changement.

1754. Si l'eau et l'acide sulfurique étendu ne dissolvent pas le métal, on le traitera par l'acide nitrique concentré; si le métal est attaqué, il sera un des suivans: *cobalt*, *urane*, *cuivre*, *nickel*, *palladium*, *arsenic*, *bismuth*, *mercure*, *argent*, *plomb*, *tellure*, *étain*, *antimoine*, *molybdène*: les cinq premiers donnent des dissolutions colorées, les six suivans des dissolutions incolores, et les trois derniers passent à l'état d'oxide, sans se dissoudre; on distinguera ces métaux par les propriétés suivantes.

La dissolution de *cobalt* est d'un rouge-violet; elle donne par les alcalis un précipité d'un bleu-violet, vert avec les hydro-ferro-cyanates, et noir avec les hydro-sulfates. L'oxide fondu avec du borax le colore en bleu.

La dissolution d'*urane* est jaune; elle forme avec les sous-carbonates alcalins des précipités de même couleur solubles dans un excès de ces sels; l'hydro-ferro-cyanate y produit un précipité couleur de sang; les hydro-sulfates la précipitent en brun.

La dissolution de *cuivre* est bleue; elle donne avec les sous-carbonates de soude et de potasse un précipité bleu clair, insoluble dans un excès de sel; l'ammoniaque lui donne une teinte bleu céleste; le fer en précipite le cuivre à l'état métallique. L'hydro-ferro-cyanate de potasse y forme un précipité cramoisi, les hydro-sulfates un précipité noir.

La dissolution de *nickel* est vert-pré; la potasse et la soude y forment un précipité de même couleur; l'ammoniaque la rend d'un bleu violacé, l'hydro-ferro-cyanate y produit un précipité vert-pomme, et l'hydro-sulfate de potasse un précipité noir.

La dissolution du *palladium* est rouge; le proto-sulfate de fer en réduit subitement

le métal ; l'hydro-chlorate d'étain y forme un précipité noir, et l'hydro-ferro-cyanate de potasse un précipité olive. Le nitrate de palladium est réductible par la chaleur.

La dissolution d'*arsenic* est incolore ; elle n'est point précipitée par les alcalis et leurs carbonates, ni par l'hydro-ferro-cyanate et les hydro-sulfates. L'arsenic se reconnaît d'ailleurs facilement, parce qu'il est très-combustible et répand des fumées blanches ayant l'odeur de l'ail.

La dissolution de *bismuth* est incolore ; elle est précipitée par l'eau en blanc, et en noir par les hydro-sulfates alcalins.

La dissolution de *mercure* est incolore ; elle précipite en blanc par l'hydro-ferro-cyanate de potasse, en noir par les hydro-sulfates alcalins, en rouge par le chromate de potasse ; le cuivre en précipite le métal ; d'ailleurs, les propriétés physiques du mercure le distinguent suffisamment de tous les autres métaux.

La dissolution d'*argent* est incolore ; elle tache la peau en violet foncé ; l'acide hydro-chlorique et les hydro-chlorates y forment un précipité blanc, insoluble dans les acides et soluble dans l'ammoniaque. L'hydro-ferro-cyanate de potasse la précipite en blanc, qui bleuit à l'air ; les hydro-sulfates la précipitent en noir ; le cuivre, le fer et le zinc en précipitent le métal.

La dissolution de *plomb* est incolore ; les alcalis la précipitent en blanc jaunâtre, les hydro-sulfates alcalins en noir, l'hydro-ferro-cyanate de potasse en blanc, le chromate de potasse en jaune brillant, l'infusion de noix de galle en blanc : le métal est réduit par le zinc et le fer.

La dissolution de *tellure* est incolore ; elle forme avec la potasse et la soude un précipité blanc, soluble dans un excès d'alcali ; les hydro-sulfates la précipitent en brun orangé, l'hydro-ferro-cyanate de potasse ne la précipite point ; l'infusion de noix de galle y forme un précipité jaune. Le zinc, le fer et l'antimoine réduisent le métal. Le tellure se reconnaît encore facilement, parce qu'il brûle avec une flamme bleue, en répandant des vapeurs blanches dont l'odeur est celle du raifort.

Le précipité d'*étain*, obtenu en traitant le métal à chaud par l'acide nitrique, est blanc, soluble dans l'acide hydro-chlorique d'où il est précipité en jaune doré par les hydro-sulfates, et en blanc par le per-chlorure de mercure. On reconnaît aussi le métal en le traitant par l'acide hydro-chlorique ; il se dissout à l'état de protoxide, et la dissolution est précipitée en noir par les hydro-sulfates et par le per-chlorure de mercure, en violet par l'hydro-chlorate d'or. Les sels de protoxide et de deutoxide d'étain sont précipités en blanc par l'hydro-ferro-cyanate de potasse.

Le précipité formé en traitant l'*antimoine* par l'acide nitrique, est soluble dans l'acide hydro-chlorique ; la dissolution est précipitée par l'eau en blanc, par les hydro-sulfates en jaune orangé ; le métal est réduit par le zinc ou le fer.

Le précipité formé en traitant le *molybdène* par l'acide nitrique est de l'acide

molybdique, il est sensiblement soluble dans l'eau; cette dissolution devient bleue par le contact du zinc ou de l'étain, elle sature les alcalis; l'acide molybdique se dissout à chaud dans l'acide sulfurique, la dissolution devient bleue par le refroidissement; il se dissout également dans l'acide hydro-chlorique, et la dissolution devient bleue lorsqu'on la sature avec la potasse.

1755. Si le métal n'est attaqué ni par l'eau, ni par l'acide sulfurique étendu, ni par l'acide nitrique, on le traitera par l'eau régale; si le métal est attaqué, ce sera de l'*osmium*, du *tungstène*, du *cérium*, de l'*or* ou du *platine*. Les deux premiers ne se dissolvent pas.

L'Osmium se reconnaît facilement aux propriétés suivantes : chauffé à l'air, il se vaporise en une fumée blanche, ayant l'odeur du chlore; calciné dans une petite cornue avec un poids égal de salpêtre, il se forme un sublimé blanc très-soluble dans l'eau. Cette dissolution est précipitée en bleu par l'infusion de noix de galle; le zinc, l'alcool et l'éther en réduisent le métal.

Le Tungstène se reconnaît aux propriétés suivantes : calciné avec du salpêtre, on obtient une matière soluble dans l'eau, qui est précipitée en blanc par une petite quantité d'acide nitrique froid, et en jaune par une plus grande quantité d'acide bouillant.

Le Cérium se dissout dans l'eau régale; la dissolution évaporée à siccité donne un résidu déliquescent; les alcalis la précipitent en blanc, le dépôt calciné passe au rouge; les hydro-sulfates et les hydro-cyanates la précipitent en blanc; l'infusion de noix de galle et l'acide hydro-sulfurique ne la précipitent pas; l'acide tartrique la précipite en blanc, et par la calcination le dépôt passe au rouge; ce dernier résidu dégage du chlore par l'acide hydro-chlorique bouillant.

L'Or se dissout dans l'eau régale; la dissolution est précipitée en pourpre ou en violet par l'hydro-chlorate de protoxide d'étain; elle n'est point troublée par l'hydro-chlorate de deutoxide; le métal est réduit par le proto-sulfate de fer; l'infusion de noix de galle lui donne une teinte verte; l'hydro-ferro-cyanate de potasse la précipite en blanc.

Le Platine se dissout dans l'eau régale; la dissolution est d'un jaune orangé, l'hydro-chlorate d'ammoniaque la précipite en jaune; l'infusion de noix de galle et l'hydro-ferro-cyanate n'y produisent aucun précipité, l'acide hydro-sulfurique la précipite en noir.

1756. Enfin, si le métal est inattaquable par l'eau régale, ce sera du *chrome*, du *titane*, du *colombium*, du *rhodium* ou de l'*iridium*; on les distinguera par les propriétés suivantes.

Le Chrome, calciné avec son poids de salpêtre, se transforme en une substance jaune, soluble dans l'eau, et qui précipite les dissolutions de plomb en jaune,

celle d'argent et de mercure en rouge; ce dernier précipité étant calciné, passe au vert, et colore au chalumeau le borax en vert d'émeraude.

Le Titane est rouge; calciné au contact de l'air, il prend une couleur bleue; calciné avec un poids égal de nitre, on obtient un résidu qui, lavé à grande eau, est soluble dans l'acide hydro-chlorique; cette dissolution, privée de l'excès d'acide, précipite en rouge orangé par la noix de galle, en rouge brun par l'hydro ferro-cyanate de potasse, et en vert par l'hydro-sulfate de potasse; elle n'est point troublée par l'acide hydro-sulfurique; une lame d'étain lui donne une teinte rouge, et une lame de zinc une teinte bleue violacée; évaporée, elle se prend en une gelée insoluble dans une grande quantité d'eau.

Le Colombium, calciné avec du nitrate de potasse, donne une matière soluble dans l'eau, d'où les acides hydro-chlorique et nitrique précipitent l'acide colombique à l'état d'hydrate. Cet hydrate est peu soluble dans l'acide hydro-chlorique, et se dissout très-bien dans les acides tartrique, oxalique, citrique; lorsqu'il est sec, aucun d'eux n'a d'action sur lui.

Le Rhodium, calciné avec du nitrate de potasse, donne un produit qui, lessivé, laisse un résidu soluble dans l'acide hydro-chlorique; cette dissolution est rouge; l'hydro-ferro-cyanate et l'hydro-sulfate de potasse ne la précipitent point; les hydro-chlorates de soude, de potasse et d'ammoniaque en précipitent des sels doubles, d'un rose rouge, insolubles dans l'alcool.

L'Iridium, calciné avec du nitrate de potasse, donne un produit noir, qui colore l'eau en bleu; le résidu du lavage à l'eau est une matière noire soluble dans l'acide hydro-chlorique. Cette dissolution est d'abord bleue, mais par le contact de l'air et l'action de la chaleur, elle passe successivement au vert, au violet et au jaune rougeâtre; il ne faut que très-peu de ce sel pour donner à l'hydro-chlorate de platine la propriété d'être précipitée par le sel ammoniaque en rouge de brique; suffisamment rapprochée, l'ammoniaque en précipite des cristaux pourpre foncé; une très-petite quantité de ces cristaux colore une grande quantité d'eau en rouge orangé; cette couleur disparaît par le proto-sulfate de fer, l'hydrogène sulfuré, le fer, le zinc et l'étain.

1757. Nous allons maintenant décrire les procédés d'analyse d'un certain nombre d'alliages pris parmi ceux que l'on rencontre le plus souvent dans les arts.

1758. *Analyse d'un alliage de Mercure et d'un Métal fixe*, par la distillation.

1759. *Alliage de Plomb et d'Étain.* On traite à chaud par l'acide nitrique; l'étain se précipite à l'état de deutoxide; ce précipité étant lavé, séché et pesé, on en déduit par la composition de l'oxide d'étain la quantité de métal qu'il renferme; la différence entre le poids de l'alliage et celui de l'étain donne celui du plomb. On pourrait aussi obtenir ce dernier métal en le précipitant de sa dissolution par l'acide sulfurique,

lavant, séchant et pesant le précipité ; la composition du sulfate de plomb ferait connaître la quantité de métal qu'il renferme.

1760. *Alliage de Plomb, d'Étain et de Cuivre.* Se fait comme le précédent, seulement après avoir précipité le plomb, il faut précipiter le cuivre par du sous-carbonate de soude ou de potasse, laver et calciner le précipité ; on en déduit la quantité de cuivre par la composition de l'oxide. On pourrait aussi précipiter le cuivre par le fer.

1761. *Alliage de Plomb, d'Étain, de Cuivre et de Fer.* On opère comme précédemment, seulement après avoir précipité le plomb, on ajoute à la liqueur un grand excès d'ammoniaque pour dissoudre l'oxide de cuivre et ne précipiter que le fer ; après quoi on ajoute à la liqueur séparée de l'oxide de fer un excès de potasse et on fait chauffer pour dégager l'ammoniaque : l'oxide de cuivre se précipite.

1762. *Alliage d'Étain, de Plomb, de Cuivre, de Zinc et de Fer.* On traite par l'acide nitrique et on sépare l'étain et le plomb comme dans les analyses précédentes, après quoi on verse un excès de potasse caustique dans la liqueur chaude ; le cuivre et le fer sont précipités, et le zinc reste en dissolution. La liqueur étant filtrée, on en précipite le zinc en ajoutant un petit excès d'acide hydro-chlorique, et versant du sous-carbonate de potasse ; le précipité de cuivre et de fer est redissous dans l'acide hydro-chlorique, et on en précipite le fer par un excès d'ammoniaque.

1763. *Alliage de Plomb et d'Antimoine.* Cette analyse se fait exactement comme celle d'étain et de plomb, puisque l'antimoine ne se dissout pas dans l'acide nitrique.

1764. *Alliage d'Étain et d'Antimoine.* Il faut ajouter assez d'étain pour que la quantité d'antimoine n'en forme que la vingtième partie, et traiter à chaud par l'acide hydro-chlorique : l'étain seul se dissout.

1765. *Alliage de Plomb, d'Antimoine et de Cuivre.* On traite par l'acide nitrique, on précipite le plomb par un sulfate alcalin et le cuivre par la potasse.

1766. *Alliage d'Or et d'Argent.* On traite par l'acide nitrique ; l'argent seul se dissout : si l'argent était en très-petite quantité, l'acide nitrique n'en dissoudrait qu'une partie ; il faudrait alors fondre l'alliage avec une certaine quantité d'argent dont on tiendrait compte : le résidu insoluble sera l'or ; on pourra précipiter l'argent de la dissolution par le sel marin, et le réduire par la potasse ou le fer.

1767. *Alliage d'Argent et de Cuivre.* On traite par l'acide nitrique, on précipite l'argent par le sel marin, et le cuivre par le sous-carbonate de potasse.

1768. *Alliage d'Or, d'Argent et de Cuivre.* Se fait de la même manière que le précédent.

1769. *Alliage de Bismuth, d'Étain et de Plomb.* On traite par l'acide nitrique concentré et chaud ; le bismuth et le plomb se dissolvent ; l'étain se précipite à l'état

d'oxide ; on le sépare par décantation, et on lave avec de l'acide nitrique jusqu'à ce que l'acide de lavage ne soit plus précipité par l'eau ; alors on précipite le bismuth par l'eau, et ensuite le plomb par un sulfate.

1770. *Alliage d'Etain, de Plomb, de Cuivre et d'Argent.* On traite encore par l'acide nitrique ; l'étain se trouve immédiatement séparé, et on précipite successivement l'argent par le sel marin, le plomb par un sulfate alcalin, et le cuivre par la potasse.

1771. *Alliage d'Étain, de Plomb, de Cuivre, d'Argent et de Zinc.* On opère comme dans l'analyse précédente ; seulement quand on précipite le cuivre, on ajoute un excès de potasse pour dissoudre le zinc, que l'on précipite ensuite en versant dans la liqueur un excès d'acide et un sous-carbonate alcalin.

1772. *Alliage d'Etain, de Plomb, de Cuivre, d'Argent, de Zinc et de Manganèse.* En procédant toujours de la même manière, on isolera l'étain, le plomb, le cuivre, l'argent, le zinc ; le cuivre et le manganèse resteront mêlés ; mais on séparera facilement ces deux derniers par l'ammoniaque, qui dissout l'oxide de cuivre et ne dissout pas l'oxide de manganèse.

1773. *Alliage d'Etain, de Plomb, d'Argent, de Cuivre, de Zinc, de Manganèse, d'Or et de Platine.* En suivant toujours la même marche, tous les métaux seront isolés, à l'exception de l'oxide d'étain, de l'or et du platine qui resteront mêlés ; on séparera l'oxide d'étain par l'acide hydro-chlorique, on dissoudra l'or et le platine par l'eau régale, on précipitera l'or par le proto-sulfate de fer et le platine par l'hydrogène sulfuré ; en calcinant ce sulfure avec le contact de l'air, on obtiendra le métal pur.

1774. *Alliage d'Etain, de Plomb, d'Argent, de Cuivre, de Zinc, de Manganèse, d'Or, de Platine et de Fer.* En suivant toujours la même marche, le premier précipité renfermera de l'oxide d'étain, de fer, de l'or et du platine ; le dernier, de l'oxide de manganèse et de l'oxide de fer ; on traitera le premier par la potasse caustique, qui dissoudra l'oxide d'étain, et ensuite par l'acide hydro-chlorique qui dissoudra le fer : on précipitera l'oxide de la première dissolution par l'acide nitrique, et celui de la dernière par un sous-carbonate ; quant au mélange d'oxide de fer et de manganèse, on emploiera un des procédés décrits (1097).

1775. *Analyse de quelques Alliages par la coupellation.* Les coupelles sont de petits creusets de peu de profondeur, faits avec des os calcinés et pulvérisés ; la matière dont ils sont formés jouit de la propriété d'être perméable aux oxides en fusion, et imperméable aux métaux. On conçoit, d'après cela, que quand on introduira dans la coupelle un alliage composé de plusieurs métaux, dont un ou plusieurs seront fixes, fusibles, inoxidables à l'air, et dont les autres seront oxidables et forment des oxides fusibles, ou seulement l'un d'eux, pourvu qu'il soit en quantité

suffisante ; en soumettant la coupelle à une température convenable, les oxides des métaux oxidables passeront à travers la coupelle, et les métaux inoxidables y resteront purs. Pour soumettre les coupelles à une température élevée, on les place dans de petits fours en argile, qu'on désigne sous le nom de Moufles (*fig.* 103), et qui sont placés dans une espèce particulière de fourneau à réverbère (*fig.* 104). Les alliages que l'on soumet ordinairement à la coupellation, sont ceux d'argent et de plomb ; d'argent, de cuivre et de plomb ; d'or, d'argent, de cuivre et de plomb. L'alliage commence à fondre dans la coupelle, et bientôt le plomb s'oxide ; une partie est volatilisée, et l'autre passe à travers la coupelle en entraînant l'oxide de cuivre : pendant l'oxidation du plomb, on voit se former sur le métal en fusion des points brillans qui se promènent à sa surface et tombent vers la partie inférieure ; à mesure que le plomb diminue, le bouton métallique s'arrondit davantage, les points brillans deviennent plus grands et sont animés d'un mouvement plus rapide ; enfin, lorsque les dernières portions de plomb sont prêtes à disparaître, il se forme à la surface du bain des bandes irisées, et bientôt il prend instantanément un éclat très-vif : ce phénomène, qui indique qu'il ne reste plus de plomb dans le bain, porte le nom d'*éclair* ; alors il faut rapprocher la coupelle de l'ouverture de la moufle, pour que le bouton puisse se solidifier ; on doit éviter cependant de refroidir trop promptement, parce qu'une portion du métal pourrait être projetée au dehors ; on reconnaît que ce phénomène a eu lieu, que l'argent a *roché*, quand le bouton n'a pas une surface brillante. Si la surface du bouton était terne et aplatie, la chaleur aurait été trop forte et une portion de l'argent aurait été volatilisée. Si sa surface était brillante en plusieurs points et présentait des cristaux d'un blanc mat, s'il offrait des cavités en-dessous, et s'il restait de la litharge dans la coupelle, la température n'aurait pas été assez élevée, et le métal retiendrait encore du plomb.

Pour que le cuivre allié à l'argent disparaisse complètement par la coupellation, il faut que l'alliage renferme une quantité déterminée de plomb ; pour coupeler l'argent à 1000 millièmes, on ajoute $\frac{3}{10}$ de plomb ; pour l'argent au titre de 950, 900, 800, 700, 600, on ajoute 3, 7, 10, 12, 14 parties de plomb : pour l'argent au titre de 500 et au-dessous, on ajoute de 16 à 17 parties de plomb.

Les alliages d'or renferment ordinairement de l'argent et du cuivre : on enlève le cuivre par la coupellation, et l'argent au moyen de l'acide nitrique. Cette dernière opération porte le nom de *départ* ; on ajoute d'abord à l'alliage l'argent nécessaire pour que la quantité de ce métal soit triple de celle de l'or, ou à peu près, et en même temps une quantité de plomb qui croît avec celle du cuivre ; pour l'or fin de 990 à 1000, on ajoute 8 parties de plomb, 14 pour l'or à 990, et 20 pour celui qui est à 750 ; alors on passe à la coupelle : le bouton de retour ne contient plus que l'or et l'argent. On l'aplatit au marteau, on le fait recuire et on le

passe au laminoir : la lame métallique est alors roulée en cornet et introduite dans un petit ballon avec 140 ou 150 parties d'acide nitrique à 22°. (Nous prenons pour unité de poids celui de l'alliage d'or, d'argent et de cuivre sur lequel on opère). On porte à l'ébullition, l'acide est ensuite décanté, remplacé par moitié d'acide nitrique à 32° que l'on entretient bouillant pendant 10 minutes ; après quoi, on décante. On lave et on calcine le cornet, qui n'est plus formé que d'or pur. (Voyez, pour plus de détails, le *Manuel de l'Essayeur*, par M. Vauquelin.)

1776. *Alliage de Platine, d'Argent et de Cuivre.* On détermine la quantité de cuivre par la coupellation, mais on ne pourrait pas se servir de l'acide nitrique pour dissoudre l'argent, parce qu'une partie du platine le serait également ; alors il faut traiter le bouton de retour par l'acide sulfurique concentré et bouillant qui ne dissout que l'argent. Si le platine était en trop petite quantité, à la fin de l'opération on le trouverait en poudre, et l'analyse ne saurait être rigoureuse ; il faut alors, pour conserver le cornet, ajouter à l'alliage une quantité connue de platine ou d'or, de manière que la quantité d'argent soit double de celle du platine et de l'or.

1777. *Alliage d'Or, de Platine, d'Argent et de Cuivre.* On obtient les quantités de cuivre et d'argent par les mêmes procédés ; pour avoir celle du platine, on reprend une nouvelle quantité d'alliage, auquel on ajoute une quantité d'argent et d'or fin, de manière que l'argent forme ⅓ de l'or, et l'or les 9/10 de l'alliage. On passe de nouveau à la coupelle, et après avoir réduit le bouton en cornet, on le traite par l'acide nitrique à 22° et bouillant : l'argent et le platine se dissolvent ; mais comme une portion du platine pourrait avoir échappé à l'action de l'acide, il faut fondre le cornet avec une nouvelle quantité d'argent, laminer le bouton et le traiter encore par l'acide nitrique, et répéter cette opération jusqu'à ce que le cornet ne perde plus de poids.

1778. *Essai des matières d'Or à la Pierre de touche.* On estime souvent le titre approximatif des matières d'or par une opération très-prompte, qui consiste à faire sur une pierre dure et noire une trace avec la matière à essayer et à y passer quelques gouttes d'un mélange de 38 parties d'acide nitrique à 1,340 de densité, 2 parties d'acide hydro-chlorique à 1,173 de densité et 25 parties d'eau ; on juge du titre de la matière d'après la teinte que conserve la trace. La pierre de touche est une *Cornéenne Lydienne* qui est principalement formée de silice et de protoxide de fer.

Des Oxides.

1779. *Un Oxide métallique étant donné, en reconnaître la nature.* On commence par mettre l'oxide en contact avec l'eau ; s'il se dissout et si la dissolution est alca-

line, l'oxide appartiendra au 2e ordre, et on le reconnaît par les propriétés énoncées (1752) et suivans.

1780. Si l'oxide est blanc, insipide, non alcalin, irréductible par le charbon, ce sera de la *silice*, de l'*alumine*, de la *glucine*, de l'*yttria*, de la *magnésie*, de la *zircone* ou de la *thorine*. Chacune de ces substances se reconnaîtra aux propriétés suivantes.

1781. *La Silice* est insoluble dans tous les acides, excepté dans l'acide fluorique; elle se dissout à la chaleur rouge dans la soude et la potasse, d'où elle est précipitée par tous les acides.

1782. *L'Alumine* forme des sels déliquescens avec les acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique; les alcalis, leurs sous-carbonates et les hydro-sulfates en précipitent l'alumine; elle est soluble dans la soude et la potasse. Une dissolution concentrée de sulfate de potasse, versée dans une dissolution également concentrée de sulfate d'alumine, en précipite des cristaux d'alun.

1783. *La Glucine*, comme l'alumine, forme des sels déliquescens avec les acides nitrique, sulfurique et hydro-chlorique, qui sont précipités par les mêmes réactifs; mais le précipité est soluble non-seulement dans la soude et dans la potasse, mais encore dans le carbonate d'ammoniaque.

1784. *L'Yttria* forme des sels déliquescens avec les acides nitrique et hydro-chlorique, mais avec l'acide sulfurique un sel qui n'est soluble que dans 30 ou 40 fois son poids d'eau; elle n'est soluble ni dans la soude ni dans la potasse.

1785. *La Magnésie* est insoluble dans les alcalis, elle forme des sels déliquescens avec les acides nitrique et hydro-chlorique; ces sels ne sont point troublés par les carbonates saturés et les hydro-sulfates neutres, ni par le sous-carbonate d'ammoniaque; mais ils le sont tous par les sous-carbonates de soude et de potasse. L'ammoniaque précipite en partie ceux qui sont neutres, ne trouble point ceux qui sont acides; la potasse et la soude les décomposent complètement.

1786. *La Zircone* ne se dissout ni dans la soude ni dans la potasse, mais elle se dissout sensiblement dans le sous-carbonate d'ammoniaque. Le nitrate de zircone se prend par l'évaporation en une masse analogue à la gomme, quand l'excès d'acide n'est pas trop considérable. Le nitrate de zircone se trouble par la chaleur et laisse déposer une matière gélatineuse. L'hydro-chlorate cristallise; à la chaleur de l'ébullition, la dissolution de ce sel se trouble et laisse déposer une matière blanche pulvérulente. Tous sont précipités par les alcalis, leurs sous-carbonates et leurs hydro-sulfates.

1787. *La Thorine* se rapproche beaucoup de la zircone, mais on les distinguera par les propriétés suivantes: le sulfate de thorine cristallise et les cristaux sont décomposés par l'eau, le sulfate de zircone ne cristallise pas; l'hydro-chlorate de thorine se trouble par la chaleur et laisse précipiter une matière gélatineuse, celui de zircone

laisse précipiter une poudre blanche; le citrate de thorine se trouble par l'ébullition, celui de zircone ne jouit pas de cette propriété; l'oxalate d'ammoniaque précipite le sulfate de thorine et ne trouble pas celui de zircone; le sulfate ou l'hydrochlorate de thorine dissous et mêlé de sulfate de potasse jusqu'à la saturation de la liqueur, ne donne aucun précipité; celui de zircone est entièrement précipité.

1788. Les autres oxides se reconnaîtront aux propriétés suivantes.

1789. *L'Oxide de Cuivre* est soluble dans l'acide nitrique, la dissolution est précipitée par le fer, etc. (1754).

1790. *L'Oxide d'Antimoine* est insoluble dans l'acide nitrique, il se dissout dans l'acide hydro-chlorique, et il est précipité par l'eau, etc. (1754).

1791. *L'Oxide d'Étain* est insoluble dans l'acide nitrique; il se dissout dans l'acide hydro-chlorique, d'où il n'est point précipité par l'eau. Cette dissolution est précipitée en jaune par l'hydro-sulfate de potasse, etc. (1754).

1792. *L'Oxide de Bismuth* est soluble dans les acides nitrique et hydro-chlorique; ces dissolutions sont précipitées en blanc par l'eau, et en noir par l'hydrogène sulfuré.

1793. *L'Oxide de Plomb.* Calciné, il est rouge ou jaune, soluble dans l'acide nitrique; la dissolution est précipitée en blanc par l'acide sulfurique, etc. (1754).

1794. *L'Oxide d'Arsenic*, projeté sur des charbons incandescens, répand des fumées blanches ayant l'odeur de l'ail. Dissous dans la potasse, il précipite le sulfate de cuivre en vert, etc. (1754).

1795. *L'Oxide d'Osmium* a une forte odeur de chlore, etc. (1755).

1796. *L'Oxide de Manganèse*, calciné avec du salpêtre, forme le caméléon minéral (1753).

1797. *L'Oxide de Chrome*, calciné avec du nitrate de potasse, donne naissance à un chromate soluble, qui précipite le plomb en jaune, etc. (1756).

1798. *L'Oxide de Fer* se dissout dans l'acide hydro-chlorique, et forme avec l'hydro-ferro-cyanate de potasse un précipité bleu ou qui le devient par le chlore, etc. (1753).

1799. *L'Oxide de Cobalt* se dissout dans l'acide hydro-chlorique, et forme un sel rose qui est précipité par les alcalis en bleu violacé; il forme avec le borax un verre bleu, etc. (1754).

1800. *L'Oxide de Nickel* est soluble dans l'acide nitrique, et forme un sel vert (1754).

1801. *L'Oxide d'Urane* est soluble dans l'acide nitrique, etc. (1754).

1802. *L'Oxide de Cérium* se dissont dans l'acide hydro-chlorique, etc. (1755).

1803. *L'Oxide de Titane* se dissout dans l'acide hydro-chlorique, etc. (1756).

1804. *L'Oxide de Tungstène* passe à l'état acide par la calcination, etc. (1755).

1805. *L'Oxide de Molybdène* se transforme en acide molybdique par l'action de l'acide nitrique, etc. (1754).

1806. Le chalumeau est un moyen très-prompt pour distinguer les oxides les uns des

autres, parce qu'il développe souvent dans les oxides des propriétés hien tranchées et qui sont tout-à-fait caractéristiques; nous renvoyons, pour cet objet, au Traité de M. Berzélius.

1807. *Analyse des mélanges d'Oxides.* Les mélanges d'oxides correspondant aux alliages dont nous avons décrit le mode d'analyse par la voie humide, s'analysent aussi par les mêmes procédés; nous n'examinerons ici que quelques mélanges d'oxides terreux ou alcalins qui se rencontrent fréquemment.

1808. *Mélange de Barite et de Strontiane.* On dissout dans l'acide hydro-chlorique, on évapore à siccité, et on traite par l'alcool très-concentré: l'hydro-chlorate de strontiane seul se dissout.

1809. *Mélange de Strontiane et de Chaux.* On dissout dans l'acide nitrique, on évapore à siccité, et on traite par l'alcool: le nitrate de chaux seul se dissout.

1810. *Mélange de Chaux et de Magnésie.* On connaît trois procédés pour effectuer la séparation de ces deux terres: 1° on dissout le mélange dans l'acide nitrique ou l'acide hydro-chlorique, on évapore pour chasser l'excès d'acide, on reprend par l'eau, on ajoute un excès de sous-carbonate d'ammoniaque, et on filtre: la chaux seule se précipite à l'état de sous-carbonate; quant à la magnésie, on peut la précipiter par la potasse caustique, ou faire évaporer et calciner; 2° on opère cumme précédemment, mais on précipite la chaux par l'oxalate d'ammoniaque; et la magnésie par le phosphate d'ammoniaque; 3° on ajoute à la dissolution saline un excès de sulfate d'ammoniaque, on évapore à siccité et on calcine; après quoi, on traite le mélange des deux snlfates par de l'eau saturée de sulfate de chaux: le sel magnésien se dissout seul; du poids du sulfate de chaux on déduit facilement celui de la chaux et par suite celui de la magnésie. Ce dernier procédé est dû à M. Richard Philips: ce chimiste prétend que le premier procédé est inexact, parce que le sous-carbonate d'ammoniaque ne précipite pas toute la chaux, et que le second l'est également, parce que quand la chaux est en petite quantité, elle n'est point précipitée même par l'ébullition.

1811. *Mélange d'Alumine et de Glucine.* Après avoir dissous le mélange dans l'acide nitrique ou hydro-chorique, on verse un excès de sous-carbonate d'ammoniaque: l'alumine est précipitée et la glucine reste en dissolution dans l'excès de sous-carbonate.

1812. *Mélange de Magnésie et d'Alumine.* On dissout dans l'acide nitrique ou hydro-chlorique, et on verse dans la liqueur de l'hydro-sulfate d'ammoniaque: l'alumine seule est précipitée. On peut aussi séparer ces terres en les dissolvant dans l'acide acétique et évaporant à siccité: l'acétate d'alumine seul est décomposé, et on enlève par l'eau l'acétate de magnésie.

1813. *Mélange de Silice et d'Oxides terreux.* On traite le mélange par de l'hydrate

de potasse à la chaleur rouge ; on dissout dans l'eau, on verse un excès d'acide hydro-chlorique, on évapore à siccité et on lave : la silice seule reste insoluble.

1814. *Mélange d'Oxide de Fer et de Manganèse.* (Voyez 1097).

1815. *Mélange de Barite, de Strontiane, de Chaux et de Magnésie.* On dissout le mélange dans l'acide hydro-chlorique, on évapore à siccité et on traite par l'alcool concentré et bouillant qui dissout tous les sels, excepté l'hydro-chlorate de barite ; la dissolution alcoolique étant évaporée, on reprend les sels par l'eau, on y verse un excès de sous-carbonate d'ammoniaque qui précipite la strontiane et la chaux à l'état du sous-carbonate, et on sépare ces deux bases en les traitant par l'acide nitrique et par l'alcool : le nitrate de chaux seul se dissout. Si la chaux était en petite quantité, il faudrait séparer la chaux et la strontiane par le procédé de M. Phillips.

1816. *Mélange d'Alumine, de Glucine, de Silice, d'Oxide de fer et de manganèse.* On traite le mélange à la chaleur rouge par la potasse, puis par l'acide hydro-chlorique qui précipite la silice seule (1813), ensuite en versant un excès de potasse, on précipite le fer et le manganèse. La dissolution ne renferme plus que la glucine et l'alumine qui seront séparées comme il est dit (1811). (Le fer doit être à l'état de peroxide ; s'il n'y était pas, on l'y amenerait facilement par un peu d'acide nitrique).

1817. *Mélange de Barite, de Strontiane, de Chaux, de Magnésie, de Glucine, d'Alumine, de Silice, d'Oxide de fer et d'Oxide de manganèse.* On traite par l'acide hydro-chlorique qui dissout tous les oxides, excepté la silice ; on verse ensuite de l'hydro-sulfate d'ammoniaque qui précipite l'alumine, la glucine, l'oxide de fer et l'oxide de manganèse ; on les sépare par le procédé (1816), ensuite on verse dans la liqueur un petit excès d'acide hydro-chlorique, et on chauffe pour dégager l'excès d'acide hydro-sulfurique, après quoi on procède à la séparation des substances que renferme la liqueur comme il est indiqué (1815).

Analyse des Pierres.

1818. Les pierres sont pour la plupart des silicates à une, deux et trois bases ; les élémens qui s'y rencontrent le plus ordinairement sont la silice, l'alumine, la chaux, la magnésie, l'oxide de fer et l'oxide de manganèse ; plus rarement elles contiennent de la soude, de la potasse, de la glucine, de l'yttria et de la zircone, de l'oxide de chrome, et plus rarement encore de la lithine, de la barite et de l'oxide de nickel, des acides phosphorique, fluorique, borique. Les méthodes d'analyse précédemment exposées sont donc applicables à un grand nombre de pierres. Nous nous contenterons de tracer ici la marche qu'il faudrait suivre pour reconnaître

dans une pierre la présence d'un alcali ; on commence par calciner la pierre avec trois parties de nitrate de plomb, ou deux parties de nitrate de plomb et une de carbonate de plomb très-pur ; on traite la matière vitreuse qui se forme par l'acide nitrique bouillant : la silice se précipite ; on précipite l'oxide de plomb par l'acide sulfurique. On fait bouillir avec du carbonate d'ammoniaque, on filtre et on évapore la liqueur à siccité ; ce dernier résidu renferme l'alcali à l'état de sulfate et ordinairement un peu de sulfate de magnésie. Pour séparer la magnésie, on peut employer différens procédés ; un des plus simples consiste à dissoudre les deux sulfates dans l'eau et à verser de l'eau de barite. Cette base précipite l'acide sulfurique et la magnésie ; on précipite ensuite l'excès de barite par le sous-carbonate d'ammoniaque, et en évaporant la liqueur, on a le sous-carbonate alcalin, dont on peut reconnaître la nature par les caractères exposés plus haut. On pourrait, à la place du nitrate de plomb, employer du carbonate de plomb ; mais la plus petite quantité de matière désoxigénante, ou même les gaz combustibles émanés du foyer, réduiraient une portion de l'oxide de plomb, et ce dernier, en se combinant avec le métal du creuset, pourrait le percer. On pourrait aussi employer le carbonate ou le nitrate de barite ; mais comme les silicates de barite ne sont fusibles qu'à une température excessivement élevée, la pierre n'est jamais complètement attaquée ; il faut alors répéter plusieurs fois le traitement par la barite sur la matière qui ne se dissout pas dans les acides. On pourrait également employer l'acide borique, les pierres sont très-facilement attaquées ; mais la présence de l'acide borique complique beaucoup l'analyse. C'est à M. Berthier qu'on doit l'emploi du nitrate de plomb dans l'analyse des pierres alcalines.

Acides Minéraux.

1819. *Reconnaître la nature d'un acide minéral.* En parlant des gaz, nous avons déjà donné les caractères distinctifs des acides gazeux ; nous n'avons donc ici à parler que des acides liquides ou solides ; ces derniers se reconnaîtront facilement aux caractères suivans.

1820. *Acide Borique.* Cet acide est solide, fixe, très-fusible, peu soluble dans l'eau, vitrifie la plupart des oxides métalliques.

1821. *Acide Phosphorique.* Cet acide est très-caustique, déliquescent, incristallisable, volatil.

1822. *Acide Arsénique.* Cet acide est très-caustique, déliquescent, se transforme à la chaleur en oxigène et deutoxide d'arsenic ; l'arséniate neutre précipite le nitrate d'argent en rouge de brique.

1823. *Acide Chromique.* Cet acide est rouge, par la calcination il se transforme

en oxide vert ; le chromate de potasse précipite les dissolutions de plomb en jaune, celle d'argent en rouge.

1824. *Acide Molybdique*. S'exhale au chalumeau en fumée blanche, sa dissolution passe au bleu par le zinc ou l'étain (1754).

1825. *Acide Colombique*. Solide, blanc. (Voyez 1756).

1826. *Acide Tungstique*. Solide, jaune. (Voyez 1755).

1827. *Acide Iodique*. L'iode se précipite par la chaleur, l'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré. Il forme avec les alcalis des sels peu solubles qui fusent sur des charbons ardens à la manière du nitre ; celui d'ammoniaque fulmine par la chaleur.

1828. *Acide Sélénique*. Solide, blanc, déliquescent, volatil. Le séléniate de potasse, calciné avec de l'hydro-chlorate d'ammoniaque, laisse dégager le sélénium.

1829. *Acide Phosphoreux*. Cet acide est solide, cristallisable ; les phosphites projetés sur des charbons incandescens brûlent avec une flamme jaune ; les phosphites de soude et de potasse sont insolubles dans l'alcool.

1830. *Acide Hypo-phosphoreux*. Cet acide est liquide, incristallisable ; les hypophosphites de soude et de potasse sont solubles dans l'eau et l'alcool en toute proportion, ils brûlent avec une flamme jaune comme les phosphites.

1831. *Acide Hypo-phosphorique*. Liquide, incristallisable ; la barite et la strontiane le transforment immédiatement en acides phosphorique et phosphoreux : il se forme un précipité insoluble de phosphate. Ces trois acides se distinguent de l'acide phosphorique par la propriété qui leur est commune de dégager de l'hydrogène phosphoré à une température qui excède peu 100°.

1832. *Acide Sulfurique*. Cet acide précipite les sels de barite et de plomb ; un sulfate alcalin, calciné avec du charbon, précipite les sels de plomb en noir.

1833. *Acide Hypo-sulfurique*. Cet acide est liquide, inodore ; la chaleur en dégage de l'acide sulfureux.

1834. *Acide Nitrique*. Cet acide, traité par le cuivre, laisse dégager des vapeurs rouges, à froid s'il est concentré, à chaud s'il ne l'est pas, et la dissolution devient verte ; il ne précipite aucune dissolution métallique.

1835. *Acide Nitreux*. Liquide, rouge, répand dans l'air d'épaisses vapeurs de même couleur ; ne précipite aucune dissolution métallique.

1836. *Acide Chlorique*. Liquide, incolore, dégage du chlore à une température peu élevée, forme des sels qui dégagent de l'oxigène par la chaleur et se transforment en chlorure ; il ne précipite aucune dissolution métallique.

1837. *Acide Chlorique oxigéné*. Liquide, volatil ; le chlorate oxigéné de potasse se décompose par la chaleur comme le chlorate simple ; mais quand il est mêlé avec de l'acide sulfurique, son acide se dégage sans altération à 140°.

1838. *Acide Fluorique*. Cet acide se distingue facilement de tous les autres, parce que c'est le seul qui corrode le verre.

1839. ***Analyse de quelques mélanges d'acides.*** Nous n'examinerons que les mélanges qui se rencontrent le plus ordinairement.

1840. ***Mélange d'acide sulfurique et d'acide hydro-chlorique.*** On précipite l'acide sulfurique par le nitrate de barite et l'acide hydro-chlorique par le nitrate d'argent. On déduit facilement le poids des ces acides de ceux des précipités secs, d'après leur composition.

1841. ***Mélange d'acide nitrique et d'acide hydro-chlorique.*** On commence par déterminer la quantité totale d'acide renfermée dans un poids donné du mélange, en saturant par du sous-carbonate de soude sec, et pesant la quantité de soude employée; après quoi on reprend une même quantité du mélange dont on précipite l'acide hydro-chlorique par le nitrate d'argent; le poids du chlorure précipité donnera celui du chlore qu'il renferme, on en déduit celui de l'acide hydro-chlorique que contenait le mélange; on calcule la quantité de sous-carbonate de soude que cet acide peut saturer, et retranchant ce nombre du poids de celui qui a été employé pour saturer le mélange, la différence sera le sous-carbonate de soude qui a saturé l'acide nitrique; de ce dernier nombre on déduira facilement la quantité d'acide nitrique.

1842. ***Mélange d'acide phosphorique et d'acide sulfurique.*** On précipite les deux acides par le nitrate de barite, et on traite le précipité par l'acide nitrique qui dissout le phosphate de barite.

Analyse des Sels.

1843. ***Déterminer la nature d'un Sel donné.*** Ce problème se compose de deux autres: la détermination de l'acide, et celle de la base.

1844. ***Détermination de l'Acide.*** On commencera par verser sur le sel de l'acide sulfurique; s'il se fait une effervescence à la température ordinaire ou à une température peu élevée, le sel renfermera un des acides suivans:

Carbonique,	Fluorique,	Hydro-chlorique,
Sulfureux,	Fluo-borique,	Hydro-sulfurique,
Hypo-sulfureux,	Chloro-xi-carbonique,	Hydro-sélénique,
Hypo-nitreux,	Hydriodique,	Hypo-sulfurique.
Chlorique,		

1845. Chacun de ces acides se reconnaîtra à la nature du gaz dégagé. Les carbonates donnent un gaz incolore sans odeur; les sulfites, de l'acide sulfureux; les hypo-sulfites, de l'acide sulfureux et un dépôt de soufre; les hypo-nitrites, des vapeurs nitreuses; les chlorates, un gaz jaune verdâtre; les fluates, des vapeurs blanches qui corrodent

le verre; les fluo-borates, des vapeurs blanches qui noircissent le papier; les chloroxi-carbonates, de l'acide carbonique et de l'acide hydro-chlorique : les hydriodates donnent de l'iode et de l'acide sulfureux; les hydro-chlorates, de l'acide hydro-chlorique; les hydro-sulfates et les hydro-séléniates, des acides hydro-sulfurique et hydro-sélénique; enfin, les hypo-sulfates donnent du soufre et de l'acide sulfureux; on les distingue des hypo-sulfites, parce qu'ils ne sont décomposés qu'à chaud par l'acide sulfurique.

1846. Si le sel ne fait point effervescence avec l'acide sulfurique, il renfermera un des acides suivans :

Nitrique,	Borique,	Arsénieux,
Sulfurique,	Phosphorique,	Chromique,
Iodique,	Phosphoreux,	Molybdique,
Chlorique oxigéné,	Hypo-phosphoreux,	Tungstique,
Sélénique,	Arsénique,	Colombique.

1847. Les cinq premiers se reconnaîtront aux propriétés suivantes : les nitrates, traités à chaud par l'acide sulfurique concentré, laissent dégager des vapeurs blanches, et en y ajoutant du cuivre, les vapeurs deviennent rouges. Les sulfates, chauffés avec du nitrate de barite en dissolution, donnent un précipité de sulfate de barite. Les iodates laissent précipiter de l'iode par les acides sulfureux ou hydro-sulfurique; ils sont aussi décomposés par l'acide sulfurique à 200° et par la chaleur rouge obscure. Les chlorates oxigénés, mis sur des charbons ardens, en augmentent la combustion; chauffés à 140° avec de l'acide sulfurique étendu de ⅓ d'eau, ils laissent dégager leur acide. Les séléniates calcinés avec du sel ammoniaque laissent dégager le sélénium.

1848. Pour reconnaître facilement les autres, il faut que le sel soit à base de soude ou de potasse; si cela n'a point lieu, on le traite par le sous-carbonate de soude ou de potasse, à chaud ou à froid, suivant qu'il est soluble ou insoluble, on sature l'excès de sous-carbonate par l'acide acétique, on évapore à siccité et on traite par l'alcool; ce dernier dissoudra l'acétate et laissera le nouveau sel, à moins qu'il ne soit à base d'acide hypo-phosphorique; dans ce cas, pour avoir le sel isolé, il faudrait saturer l'excès de sous-carbonate par l'acide sulfurique : ce nouveau sel étant insoluble dans l'alcool, le premier s'en séparerait facilement. On distinguera alors les différens sels à base de potasse par les propriétés suivantes : le borate de potasse est précipité en écailles blanches par les acides sulfurique et hydro-chlorique. Le phosphate de potasse précipite le nitrate de plomb en blanc; ce précipité, traité par l'hydrogène sulfuré, donne de l'acide phosphorique. Le phosphite et l'hypo-phosphite, mêlés avec un excès d'acide sulfurique et chauffés, laissent dégager de

l'hydrogène phosphoré ; on les distingue l'un de l'autre parce que le premier est insoluble dans l'alcool, et que le dernier s'y dissout facilement. L'arséniate de potasse précipite le sulfate de cuivre en blanc bleuâtre, et n'est point précipité par les hydro-sulfures. L'arsénite de potasse précipite le sulfate de cuivre en vert et les hydro-sulfures en jaune. Le chromate précipite les sels de plomb en jaune, le nitrate de mercure en rouge, le nitrate d'argent en rouge violet. Le molybdate est précipité en blanc par l'acide sulfurique, et devient bleu par une lame d'étain. Le tungstate est précipité en blanc par les acides nitrique, hydro-chlorique et sulfurique ; ce précipité passe au jaune par l'acide bouillant. Le colombate est précipité par les mêmes acides en une poudre blanche (1756).

1849. *Détermination de la base.* Si le sel est soluble dans l'eau, et si la dissolution n'est point troublée par la soude, la potasse et l'ammoniaque, ni par les sous-carbonates et les hydro-sulfates de ces bases, le sel sera à base de soude, de potasse ou d'ammoniaque; il sera à base d'ammoniaque si la chaux et la potasse en dégagent de l'ammoniaque; à base de potasse, si la chaux ne produit point cet effet et s'il précipite l'hydro-chlorate de platine; enfin, il sera à base de soude, s'il ne jouit pas de cette dernière propriété.

1850. Si le sel n'est pas à base de soude ou de potasse, on cherchera s'il n'est pas à base de lithine en le calcinant avec un peu de soude sur une lame de platine; dans le cas où il ne serait pas à base de lithine, il faudrait précipiter le sel à l'état de sous-carbonate, dont on déterminera la nature, comme nous avons dit (1779); mais pour savoir si la base est soluble dans l'eau, il faudra préalablement calciner le dépôt au rouge avec du charbon pour mettre la base en liberté; on pourrait encore distinguer les sels de chaux, de barite et de strontiane de tous les autres, parce que les nitrates et les hydro-chlorates de ces bases ne sont point troublés par l'ammoniaque et l'hydro-sulfure d'ammoniaque.

Analyse des Eaux minérales.

1851. On désigne ainsi les eaux naturelles qui renferment une suffisante quantité de matières étrangères pour exercer une action sur l'économie animale. Les substances qu'on rencontre le plus ordinairement dans les eaux minérales sont : l'oxigène, l'azote, l'acide carbonique, l'acide sulfureux ; les sous-carbonates de fer, de chaux et de magnésie; les sulfates et les hydro-chlorates de chaux, de magnésie et de soude. On reconnaît dans les eaux minérales l'hydrogène sulfuré, par le sulfate de cuivre; les acides carbonique et sulfurique, par le nitrate de barite ; l'acide hydro-chlorique, par le nitrate d'argent; l'acide sulfureux, par l'hydrogène sulfuré qui en précipite du soufre ; la magnésie, par l'eau de chaux ou l'ammoniaque ; les carbonates insolu-

bles, par le précipité qui se forme pendant l'ébullition ; le sous-carbonate de fer, par la couleur bleue du précipité que forme dans la liqueur l'hydro-ferro-cyanate de fer, après y avoir ajouté un acide.

La séparation de toutes les substances étrangères qui entrent dans la composition des eaux minérales, peut se faire par deux méthodes différentes: la première, qu'on appelle méthode directe, consiste, après avoir recueilli les substances gazeuses, à faire évaporer l'eau jusqu'à siccité, et à séparer les sels en plusieurs groupes, en traitant le résidu successivement par l'eau et l'alcool ; la seconde, qu'on appelle méthode indirecte, consiste à précipiter séparément les acides et les oxides et les combiner deux à deux. La première méthode présente souvent de grandes difficultés, car l'eau et l'alcool ne séparent pas toujours exactement les sels ; la seconde est très-exacte, mais elle a l'inconvénient de laisser souvent incertain le mode de combinaison des élémens ; la première méthode n'est point exempte de cet inconvénient, car plusieurs sels peuvent se former pendant l'évaporation. Nous décrirons le dernier mode d'analyse d'après M. Murray.

1852. On déterminera la nature et la quantité des gaz libres renfermés dans l'eau, en opérant comme il est indiqué (71). L'hydrogène sulfuré sera absorbé par le sulfate de cuivre ; l'acide carbonique par la potasse, et on mesurera la quantité d'oxigène qui se trouvera dans le résidu, en le brûlant dans l'eudiomètre. Supposons que l'eau dégagée de gaz renferme des carbonates, des sulfates et des hydro-chlorates de chaux, de magnésie et de soude ; on lui fera subir les opérations suivantes : 1° La liqueur sera réduite par l'évaporation, autant que cela sera possible, sans qu'il se forme de précipité ou de cristaux, afin que l'action des réactifs soit plus complète. 2° On versera dans la liqueur une dissolution d'hydro-chlorate de barite jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, en ayant soin de n'en pas mettre en excès. Le précipité renfermera les acides carbonique et sulfurique combinés avec la barite. Le précipité étant déséché et pesé, on en séparera le carbonate par l'acide hydro-chlorique. 3° On ajoutera à la liqueur filtrée, une dissolution d'oxalate d'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité ; le précipité recueilli, lavé, calciné, traité par l'acide sulfurique, calciné de nouveau, sera du sulfate de chaux dont le poids donnera celui de la chaux. 4° La liqueur étant filtrée, rapprochée et chauffée à 38 ou 40°, on y versera de l'ammoniaque et du phosphate d'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Le précipité, lavé et calciné pendant une heure à la chaleur rouge, sera composé de phosphate de magnésie, dont le poids donnera celui de la magnésie. 5° La liqueur claire étant évaporée jusqu'à siccité et chauffée au rouge, le résidu sera du sel marin, dont le poids donnera la quantité de soude que renfermait l'eau minérale, mais une partie de l'acide qui la sature provenant de l'hydro-chlorate de barite, dont on s'est servi d'abord, il faudra déterminer par un autre moyen la quantité de

cet acide qui était renfermée dans l'eau ; pour cela on prendra une nouvelle quantité d'eau dont on précipitera l'acide carbonique et l'acide sulfurique par le nitrate de barite, et ensuite l'acide hydro-chlorique par le nitrate d'argent.

Analyse des Substances Végétales et Animales.

1853. Les substances végétales et animales se reconnaissent facilement, parce que toutes sont décomposées par la chaleur, et donnent les produits décrits (1112).

1854. Pour séparer les différens principes immédiats qui composent une substance végétale ou animale, on emploie l'eau, l'alcool, l'éther, les acides, les alcalis.

1855. Pour analyser un sel dont l'acide seul est végétal, on calcine le sel, l'oxide reste seul, quelquefois réduit; dans tous les cas, on en reconnaît la nature par les procédés décrits. Quant à l'acide, on précipite le sel par une dissolution de plomb, on décompose le sel à base de plomb par un courant d'hydrogène sulfuré, l'acide végétal reste en dissolution, et on en détermine la nature par les propriétés connues des acides végétaux.

1856. Pour analyser les sels qui ont une base et un acide végétal, on détermine la nature de la base en traitant le sel par la magnésie en excès qui se combine avec l'acide. Le précipité renferme la base végétale, on le traite par l'alcool, et en rapprochant convenablement cette dissolution, la base végétale se dépose par le refroidissement. Ses caractères et ceux de ses combinaisons la font facilement distinguer.

1857. On a souvent aussi pour objet de déterminer les élémens simples qui constituent une substance végétale ou animale, c'est-à-dire, les quantités d'oxigène, d'hydrogène, de carbone ou d'azote qu'elle contient. On y parvient en brûlant la substance au moyen d'un corps qui cède facilement son oxigène, tel que le chlorate de potasse, le deutoxide de cuivre. L'analyse des matières organiques par le chlorate de potasse a été faite, pour la première fois, par MM. Gay-Lussac et Thénard, et c'est à M. Gay-Lussac qu'on doit l'emploi de l'oxide de cuivre. Ce dernier procédé est maintenant généralement usité. Nous allons le décrire.

1858. On se sert d'un tube de verre de $0^m,40$ de longueur et de $0^m,007$ de diamètre, bien sec et fermé à une de ses extrémités; on dessèche la matière à analyser, et on en pèse $0^g,5$. On les met dans un mortier de verre avec 50^g d'oxide de cuivre; on introduit le mélange dans le tube au moyen d'un petit entonnoir de verre; on le recouvre d'une couche de 10 grammes d'oxide de cuivre trituré dans le même mortier employé à faire le mélange, afin d'enlever les dernières portions du mélange qui y étaient restées adhérentes; on ajoute encore 15 grammes d'oxide de cuivre, et on recouvre le tout d'une couche de limaille de cuivre qui sert à dé-

cnmposer l'acide nitreux qui se forme quand la matière organique est très-azotée ; on remplit le reste de la capacité du tube de verre grossièrement pilé ; alors on courbe à la lampe l'extrémité du tube, et après l'avoir pesé exactement, on le place dans un fourneau alongé (*fig.* 105) ; à l'extrémité du tube on mastique avec de la cire d'Espagne un tube recourbé dont l'autre extrémité s'engage sous un flacon renversé plein de mercure et reposant dans une cuve remplie du même liquide.

On chauffe d'abord graduellement la partie qui contient l'oxide de cuivre pur, et au moyen d'un écran que l'on recule, on échauffe la totalité du tube jusqu'au rouge naissant. Les élémens de la matière organique sont brûlés, et il se dégage de l'azote, de l'acide carbonique et de la vapeur d'eau; lorsque le tube étant rouge obscur, il ne se dégage plus de gaz, l'opération est terminée; on laisse refroidir, et on mesure les gaz obtenus, en tenant compte de la pression, de la température et de la vapeur d'eau dont ils sont saturés, ou en les desséchant au moyen du chlorure de calcium. Alors on détermine, par les moyens connus, la quantité d'acide carbonique et d'azote que renferme le mélange gazeux, et on en conclut les quantités de carbone et d'azote contenues dans la matière organique. Pour connaître la quantité d'oxigène et d'hydrogène, on pèse le tube après l'opération; en retranchant ce poids du poids primitif et de celui de la substance organique, on aura évidemment le poids de l'oxigène dégagé de l'oxide de cuivre. Or, comme cet oxigène a été employé pour faire de l'eau et de l'acide carbonique, en retranchant l'oxigène renfermé dans ce dernier gaz, le reste sera celui qui a été employé à former de l'eau ; on a ainsi la quantité d'hydrogène qui était en excès, sur celle qui a été transformée en eau par l'oxigène de la matière organique elle-même : pour avoir cette portion d'oxigène et d'hydrogène, il faudra retrancher du poids de la matière analysée, le poids du carbone, de l'azote et de l'hydrogène; le reste représentera l'eau qui s'est formée par la seule réaction des élémens de la matière organique, et on en déduira facilement les quantités d'oxigène et d'hydrogène qu'elle renfermait. On pourrait déterminer directement la quantité d'eau qui se forme en faisant passer les produits gazeux à travers un tube plein de fragmens de chlorure de calcium, qui serait pesé avant et après l'opération.

Tables de Composition.

1859. Nous avons vu dans ce qui précède, 1° que les corps se combinent en proportions fixes ; 2° que quand deux corps forment plusieurs combinaisons différentes, un des deux corps s'y trouve dans des proportions qui sont entre elles dans des rapports simples; en représentant par l'unité la proportion la plus simple, les autres sont exprimées par 2, 3, 4 ou 5; 3° que les quantités d'acides qui saturent un même

poids d'une base quelconque, sont dans les mêmes rapports pour toutes les bases. Il résulte de là, que si on prend une quantité d'oxigène représentée par 10, et qu'on calcule, 1° les poids de tous les corps simples qui se combinent avec cette quantité d'oxigène et forment la combinaison la moins oxigénée; 2° les poids des oxides et des acides qui renferment ces quantités de base, en leur ajoutant la proportion convenable d'oxigène; 3° les poids des sels, en ajoutant ceux des acides et des oxides (1), on obtiendra une série de nombres dont les rapports resteront les mêmes, quelle que soit la quantité d'oxigène d'où l'on partirait. Ces nombres portent le nom de *nombres proportionnels* ou *équivalens chimiques*. Pour en concevoir l'usage, imaginons que l'on veuille savoir combien 100 parties de sulfate de cuivre renferment d'acide, d'oxide, d'oxigène et de cuivre; ces cinq nombres, dont le premier seul est connu, appartiennent à une série de nombres correspondans à une certaine quantité d'oxigène qu'on aurait prise pour point de départ. Or toutes les séries étant semblables, les cinq nombres correspondans dans la table calculée sont proportionnels à ceux que nous cher-

---

(1) Les nombres qui représentent les sels ne résultent pas toujours de la somme de celui qui représente l'acide et de celui de l'oxide; car dans les sels, la quantité d'oxigène de l'oxide étant à celle de l'acide dans un rapport constant, cela n'aura lieu que dans certains cas. On peut cependant déterminer le poids des bases des acides, de manière à ce qu'ils se combinent avec un protoxide qui contient 10 d'oxigène: alors tous les sels de protoxides seraient représentés par la somme des poids de l'acide et de l'oxide, déterminés d'avance; mais pour les sels renfermant des oxides plus oxigénés, il faudra augmenter la quantité d'acide ou diminuer la quantité de base, de manière à ce que le rapport entre l'oxigène des deux élémens reste constant. Pour rendre ceci plus clair, concevons qu'on ait pris, pour représenter les métaux, des quantités telles que combinées avec 10 d'oxigène, il en résulte des protoxides; le nombre qui représentera le cuivre, sera 79,14. Le protoxide sera représenté par 89,14, et le deutoxide par 99,14; en calculant de même la quantité de soufre qui en se combinant avec 10 d'oxigène forme l'acide hypo-sulfureux, on trouve 20; et l'acide sulfurique qui contient trois fois plus d'oxigène, sera représenté par 50. Or dans les sulfates neutres, la quantité d'oxigène de l'acide est trois fois plus grande que celle de la base; par conséquent, tous les sulfates de protoxide seront représentés par la somme de l'acide et de l'oxide, ainsi le sulfate de protoxide de cuivre (en supposant qu'il existe) serait représenté par 50 + 89,14 ou 139,14; mais pour le sulfate de deutoxide, il faudra nécessairement, ou doubler l'acide ou prendre la moitié de la base: en adoptant cette dernière méthode, le sulfate de deutoxide de cuivre sera $50 + \frac{99,14}{2}$ ou 99,57. Il est important alors de se souvenir de cette modification, car quand on sépare les élémens des sels, il faut prendre la moitié du nombre qui représente le deutoxide. Par exemple, si l'on voulait connaître tous les élémens du sulfate de protoxide, ce sel étant représenté par 139,14, il se compose de 50 d'acide, 89,14 d'oxide; ou de 20 de soufre, 30 d'oxigène, 79,14 de cuivre et 10 d'oxigène; mais le deuto-sulfate représenté par 99,57, se compose de 50 d'acide, 49,57 d'oxide, ou de 20 de soufre, 30 d'oxigène, de 39,57 de cuivre et de 10 d'oxigène.

chons; par conséquent, ces derniers se déduiront facilement des premiers par de simples proportions (1).

1860. Nous avons dit, au commencement de ce Cours, que les corps étaient composés de parties indivisibles, désignées sous les noms de *molécules*, d'*atomes*, de *corpuscules*; ce n'est qu'une hypothèse, mais elle est d'une très-grande probabilité: car de toutes celles qui ont été émises sur la constitution des corps, c'est la seule qui soit d'accord avec les faits. Dans cette théorie c'est entre les molécules des corps que s'exercent les affinités chimiques; et chaque molécule d'un corps composé est formée d'un certain nombre constant de molécules des corps élémentaires. On ne peut pas déterminer le nombre des molécules des corps qui constituent la molécule de leur composé; mais quand deux corps se combinent en proportions différentes, on peut déter-

---

(1) M. Wollaston a eu l'heureuse idée de disposer les nombres proportionnels sur une échelle, de manière à obtenir les nombres cherchés sans aucun calcul et par le seul mouvement d'une règle mobile. Pour concevoir la disposition de cette échelle, rappelons-nous que le nombre cherché, quel qu'il soit, appartient toujours à une série de nombres proportionnels dont chaque terme se déduirait de ceux de la série calculée, en les multipliant par un nombre constant; tout se borne donc à effectuer cette multiplication sans aucun calcul. Imaginons deux règles placées à côté l'une de l'autre, de même longueur, l'une fixe, l'autre mobile, et divisées toutes deux, à partir d'un point commun, par des lignes transversales portant la série des nombres naturels 1, 2, 3, 4, etc., à partir de la première division, et concevons que les divisions soient tellement placées, que les distances de deux quelconques au point de départ, soient entre elles comme les logarithmes des nombres qui portent les divisions. Cela posé, si l'on voulait multiplier un nombre quelconque de l'échelle par un autre nombre, par exemple, par 5, il faudrait avec un compas prendre la distance du point de départ à la division marquée 5, et porter cette division à partir du nombre que l'on veut multiplier: le chiffre de la division correspondante à l'extrémité du compas serait le produit cherché, car son logarithme qui est sa distance au point de départ, est égal à la somme des logarithmes des facteurs; au lieu de prendre la distance de la division 5 au point de départ avec un compas, il est évident qu'il suffirait de faire glisser la règle mobile, de manière que son zéro coïncidât avec la 5e division de la règle fixe; la division de la règle mobile qui coïncidait d'abord avec le nombre qu'on voulait multiplier se trouvera en regard du produit. Cela posé, concevons que la règle mobile ne contienne que les chiffres des divisions, et que sur la règle fixe on ait placé les noms des différens corps vis-à-vis les nombres qui leur correspondent; si on fait glisser la règle mobile, chacun des corps se trouvera vis-à-vis de nombres différens, mais qui auront entre eux les mêmes rapports, puisque le mouvement de la règle équivaut à une multiplication, ou à une division par un même nombre; par conséquent on pourra obtenir tous les nombres cherchés par le seul mouvement de la règle: par exemple, si on voulait avoir la composition de 45 parties de sulfate de cuivre, il faudrait faire glisser la règle de manière que le nombre 45 fût vis-à-vis du nom de ce sel, et on trouvera vis-à-vis les mots *acide sulfurique*, *cuivre*, *oxigène*, des nombres qui expriment les quantités de ces élémens qui existent dans les 45 parties de sel.

miner le rapport des nombres de molécules simples qui se trouvent dans les molécules de ces différens corps. Par exemple, l'azote se combine avec l'oxigène en cinq proportions différentes : en appelant b la quantité d'azote et a la quantité d'oxigène qui constituent le protoxide d'azote, la composition de ce corps sera représentée par $b+a$, celle du deutoxide d'azote par $b+2a$, celle de l'acide hypo-nitreux par $b+3a$, celle de l'acide nitreux par $b+4a$, et enfin celle de l'acide nitrique par $b+5a$. Il est évident, d'après cela, que si la molécule de protoxide d'azote renferme m molécules d'oxigène, les autres composés en renfermeront $2m$, $3m$, $4m$, $5m$. Voilà tout ce que l'on peut déduire de l'expérience relativement au nombre des molécules simples qui constituent les molécules des corps composés.

Cependant on a cherché à déterminer les nombres de molécules élémentaires qui constituent les corps composés ; on s'est appuyé pour cela sur les deux hypothèses suivantes. On a admis comme probable 1° que les gaz simples, à la même température et sous la même pression, renfermaient dans le même volume le même nombre de molécules ; 2° que le composé qui résultait de la combinaison de deux corps dans la plus petite proportion relative, était formé d'une molécule de chaque corps ; il suit de là, 1° que la molécule d'un corps dont les élémens sont gazeux, est formée d'un nombre de molécules élémentaires dans le rapport des volumes des élémens ; 2° que les poids relatifs des molécules des corps gazeux sont proportionnels à leur densité ; 3° que tous les protoxides sont formés d'une molécule de métal et d'une molécule d'oxigène ; 4° que le nombre des molécules élémentaires qui constituent les molécules composées étant connu, les poids relatifs de ces molécules s'en déduisent facilement. On s'est quelquefois écarté de ces règles générales par des considérations particulières que nous ne pouvons pas développer ici.

Cette détermination des poids des molécules est entièrement hypothétique et ne présente aucune certitude ; mais comme elle simplifie beaucoup toutes les considérations qui se rapportent à la composition des corps, elle est admise par un grand nombre de chimistes. Au reste, tous les calculs sont entièrement indépendans des idées physiques des atomes, et ils restent les mêmes, en remplaçant le mot *molécule* ou *atome* par celui de *dose*, *mesure* ou *proportion* ; ainsi, par exemple, quand nous disons que le protoxide d'azote est formé d'une molécule d'oxigène et d'une molécule d'azote, le deutoxide de deux molécules d'oxigène et d'une d'azote etc., que l'atome d'oxigène pèse 10, celui d'azote 17,705, nous pouvons aussi, sans aucune hypothèse sur la constitution des corps, et par suite nécessaire de leur analyse, dire que le protoxide d'azote est formé d'une mesure d'oxigène qui pèse 10 et d'une mesure d'azote qui pèse 17,705, que le deutoxide est formé d'une mesure d'azote et de deux mesures d'oxigène, etc.

1861. Dans les tables suivantes, qui renferment la composition d'un grand nombre

de corps, l'atome d'oxigène égale 10, et tous les poids des autres corps ont été calculés d'après les tables de M. Berzélius, de manière à ce que l'atome de tous les acides se combine avec un atome de protoxide pour former un sel neutre. Ponr toutes les bases salifiables, le protoxide renferme toujours 10 d'oxigène; mais il n'en est pas ainsi pour tous les autres corps brûlés au minimum d'oxigénation: le bore, l'iode, le phosphore, le sélénium, l'arsenic et le tungstène renferment plus ou moins d'oxigène, afin qu'un atome des acides dont ils forment la base se combine avec un atome de protoxide pour faire un sel neutre. On remarquera aussi que les poids des atomes ne coïncident pas avec ceux que nous avons donnés dans le cours de cet ouvrage, 1° parce que, pour éviter des fractions, nous avons fait le poids de l'oxigène égal à 10; 2° parce que pour satisfaire aux deux conditions énoncées plus haut, il a fallu quelquefois abandonner l'hypothèse sur laquelle nous avions fondé le poids des atomes des corps gazeux. Au reste, nous le répétons, tout est arbitraire dans la détermination des poids des atomes; tous les systèmes conduisent aux mêmes résultats, et le meilleur est celui dans lequel les calculs sont les plus simples; or c'est ce qui a lieu pour celui que nous avons adopté, qui a d'ailleurs l'avantage de donner pour les atomes des nombres identiques avec les nombres proportionnels de M. Thénard. Afin de rendre cette table facilement comparable avec celle de M. Berzélius, nous avons placé à côté de chaque corps simple, dans le premier tableau, un chiffre entre deux parenthèses qui indique le rapport de la molécule d'après M. Berzélius à celle du tableau; il sera facile, d'après cela, d'écrire toutes les formules dans le système de ce célèbre chimiste.

Les corps simples sont désignés par la première lettre de leur nom, auquel on ajoute la seconde, lorsque plusieurs métaux ont la même initiale. Un corps composé est désigné par les signes des élémens écrits à la suite; quand il y a plus d'une molécule de chaque élément, on en désigne le nombre par un chiffre placé à la droite du signe et un peu élevé, comme un exposant: ainsi Ar^2O^3, indique un corps formé de deux molécules d'arsenic et de trois molécules d'oxigène. On s'est écarté de cette marche pour les corps qui renferment une molécule du radical, et 1, 2, 3, 4, 5, etc., molécules d'oxigène; on écrit seulement le signe du radical et on place au-dessus autant de points que le composé renferme de molécules d'oxigène; ainsi $\dot{A}$ $\ddot{A}$ $\dddot{A}$ $\ddddot{A}$ $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{A}$ représentent le protoxide, le deutoxide d'azote, l'acide hyponitreux, l'acide nitreux et l'acide nitrique.

Lorsque dans un sel il y a plusieurs molécules d'acide, et que chacune est représentée par plusieurs lettres, on met ces lettres entre parenthèses et on place en avant un chiffre indiquant le nombre des molécules acides; ainsi ¾ (P^2O^5) $\dot{C}$ représente le phosphate acidule de chaux; si l'acide était désigné par une seule lettre, on se contenterait d'indiquer le nombre des molécules acides par un chiffre mis à la

droite, ainsi $\dddot{S}^2\ddot{Cu}$ représente le sulfate de deutoxide de cuivre. Les acides végétaux sont désignés par leur initiale, au-dessus de laquelle on a mis un trait horizontal; quant aux sels doubles, leur formule est composée de deux parties, dont chacune représente un des sels; ces deux expressions sont quelquefois suivies d'une troisième représentant la quantité d'eau. Dans le tableau de la composition des sels on a désigné par x le radical de l'oxide, et le point placé au-dessus indique qu'il doit être combiné avec un atome d'oxigène; par conséquent, si la base est un protoxide, il faudra, pour obtenir la formule du sel, mettre à la place de x celle qui représente ce protoxide; mais si c'est un deutoxide, l'atome d'acide ne devra être combiné qu'avec un demi-atome d'oxide, ou deux atomes d'acide avec un atome de deutoxide. Quelques exemples rendront cette table facile à employer.

Supposons d'abord que nous voulions connaître la composition du nitrate de cuivre. La formule des sulfates est $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{A}\,\dot{x}$ et celle du deutoxide de cuivre est $\ddot{Cu}$; or, comme cet atome en renferme deux d'oxigène, la formule du sel sera $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{A}^2\ddot{Cu}$; il y a donc deux atomes d'acide nitrique et un atome d'oxide; l'atome d'acide est formé de 50 d'oxigène et de 17,707 d'azote, et celui de cuivre de 20 d'oxigène et de 79,14 de métal. Par conséquent ce sel renferme 135,414 d'acide et 99,14 d'oxide.

Supposons qu'on demande combien il faut de nitrate de barite pour précipiter complètement une quantité donnée de sulfate de soude : la formule du premier sel est $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{A}\,\dot{Ba}$, celle du second $\dddot{S}\,\dot{So}$; les deux bases étant des protoxides, il suffit de calculer la valeur de ces deux formules, ce seront les nombres cherchés; or, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{A}=67,705$, $\dddot{S}=50$, $\dot{Ba}=95,69$ et $\dot{So}=39,09$; par conséquent, $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{A}\,\dot{Ba}=163,395$ et $\dddot{S}\,\dot{Sa}=89,09$: il faudra donc 163,395 de nitrate de barite sec pour décomposer 89,09 de sulfate de soude anhydre. Si les deux sels qui doivent se décomposer renfermaient des oxides à des degrés différens d'oxidation, il faudrait, dans les deux formules qui représentent les sels, introduire le même nombre d'atomes d'acide : par exemple, s'il s'agissait du nitrate de barite et du deuto-sulfate de cuivre, les deux formules seraient $\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{A}\,\dot{Ba}$ et $\dddot{S}^2\ddot{Cu}$; il faudrait doubler la première formule, parce que $\ddot{Cu}$ exige pour sa saturation deux atomes d'acide nitrique, et que $\dddot{S}^2$ sature également deux atomes de barite.

Poids et Signes des Atomes des Corps simples.

Oxigène	Ox	(1)	10,	Étain	E	(2)	73, 53
Hydrogène	H	(½)	1,243	Cadmium	Cd	(2)	69, 68
Azote	A	(1)	17,705	Arsenic	Ar	(2)	47,038
Chlore	Ch	(1)	44,013	Molybdène	Mo	(1)	59, 68
Phosphore	P	(2)	19,615	Chrome	Cr	(2)	35, 18
Soufre	S	(1)	20,000	Tungstene	Tu	(1)	120, 77
Iode	I	(1)	156,223	Colombium	Co	(1)	182, 31
Sélénium	Se	(1)	49,591	Antimoine	An	(3)	53, 76
Bore	B	(1)	6,965	Urane	U	(2)	157, 34
Carbone	Ca	(1)	7,655	Cérium	Ce	(2)	57, 47
Silicium	Si	(3)	9, 89	Cobalt	Cb	(2)	36, 90
Zirconium	Z	(1)	46, 25	Titane	Ti	«	«
Thorinium	T	(1)		Bismuth	Bi	(2)	88, 69
Yttrium	Y	(1)	40, 26	Cuivre	Cu	(1)	79, 14
Glucinium	G	(3)	22, 08	Tellure	Te	(2)	40, 32
Magoésium	M	(2)	15, 84	Nickel	N	(2)	36, 97
Aluminium	Al	(3)	11, 41	Plomb	Pb	(2)	129, 45
Calcium	C	(2)	25, 60	Mercure	Me	(1)	253, 16
Strontium	St	(2)	54, 73	Osmium	Os	«	«
Barium	Ba	(2)	85, 69	Argent	Ag	(2)	135, 16
Lithium	L	(2)	12, 78	Palladium	Pa	(2)	70, 38
Sodium	So	(2)	29, 09	Rhodium	R	(1)	150, 01
Potasium	Po	(2)	48, 99	Platine	Pl	(1)	121, 52
Manganèse	Ma	(2)	35, 58	Or	Or	(1)	248, 60
Zinc	Zi	(2)	40, 32	Iridium	Ir	(1)	60, 00
Fer	F	(2)	33, 92				

Formules des Composés Binaires.

Eau	$\dot{\mathrm{H}}$
Deutoxide d'hydrogène	$\ddot{\mathrm{H}}$
Protoxide de chlore	$\dot{\mathrm{Ch}}$
Deutoxide de chlore	$\overset{::}{\mathrm{Ch}}$
Acide chlorique	$\overset{:\cdot:}{\mathrm{Ch}}$
Acide chlorique oxigéné	$\overset{:::\cdot}{\mathrm{Ch}}$
Acide chloro xi-carbonique	$\mathrm{Ch}\ \dot{\mathrm{C}}\mathrm{x}$
Acide hydro-chlorique	Ch H
Protoxide d'azote	$\dot{\mathrm{A}}$
Deutoxide d'azote	$\ddot{\mathrm{A}}$
Acide hypo-nitreux	$\dddot{\mathrm{A}}$
Acide nitreux	$\overset{::}{\mathrm{A}}$
Acide nitrique	$\overset{:\cdot:}{\mathrm{A}}$
Acide nitrique concentré	$\overset{:\cdot:}{\mathrm{A}}+\dot{\mathrm{H}}$
Ammoniaque	$\mathrm{A\ H^3}$
Cyanogène	$\mathrm{A\ Ca^2}$
Acide hypo-phosphoreux	$\mathrm{P^4O^3}$
Acide phosphoreux	$\mathrm{P^2O^3}$
Acide phosphorique	$\mathrm{P^2O^5}$
Proto-chlorure de phosphore	$\mathrm{P^2Ch^3}$
Deuto-chlorure de phosphore	$\mathrm{P^2Ch^5}$
Acide hypo-sulfureux	$\dot{\mathrm{S}}$
Acide sulfureux	$\ddot{\mathrm{S}}$
Acide hypo-sulfurique	$\mathrm{S^2O^5}$
Acide sulfurique	$\dddot{\mathrm{S}}$
Acide sulfurique à 66°	$\dddot{\mathrm{S}}+\dot{\mathrm{H}}$
Acide hydro-sulfurique	S H
Acide iodique	$\overset{:\cdot:}{\mathrm{I}}$
Acide hydriodique	I H
Iodure d'azote	$\mathrm{I^3A}$
Acide sélénique	$\ddot{\mathrm{Se}}$

Acide hydro-sélénique	Se H
Acide borique	$\dot{B}$
Acide borique cristallisé	$B H^4$
Oxide de carbone	$\dot{Ca}$
Acide carbonique	$\ddot{Ca}$
Proto-chlorure de carbone	Ca Ch
Deuto-chlorure de carbone	Ca^2Ch^3
Hydrogène proto-carboné	Ca H
Hydrogène bi-carboné	$Ca^2 H$
Acide silicique	$\dot{Si}$
Zircone	$\dot{Z}$
Thorine	•
Yttria	$\dot{Y}$
Glucine	$\dot{G}$
Magnésie	$\dot{M}$
Chlorure de megnésium	M Ch
Iodure de magnésium	M I
Alumine	$\dddot{Al}$
Chaux	$\dot{C}$
Deutoxide de calcium	$\ddot{C}$
Proto-sulfure de calcium	C S
Chlorure de calcium	C Ch
Iodure de calcium	C I
Strontiane	$\dot{St}$
Deutoxide de strontium	$\ddot{St}$
Proto-sulfure de strontium	St S
Chlorure de strontium	St Ch
Iodure de strontium	St I
Barite	$\dot{Ba}$
Deutoxide de barium	$\ddot{Ba}$
Proto-sulfure de barium	Ba S
Chlorure de barium	Be Ch
Iodure de barium	Ba I
Lithine	$\dot{L}$
Chlorure de lithium	L Ch
Soude	$\dot{So}$
Peroxide de sodium	So^2O^3
Proto-sulfure de sodium	So S
Chlorure de sodium	So Ch
Iodure de sodium	So I
Potasse	$\dot{Po}$
Peroxide de potassium	$\dddot{Po}$
Proto-sulfure de potassium	Po S
Chlorure de potassium	Po Ch
Iodure de potassium	Po I
Protoxide de manganèse	$\dot{Ma}$
Deutoxide de manganèse	Ma^2O^3
Peroxide de menganèse	$\ddot{Me}$
Chlorure de manganèse	Ma Ch
Oxide de zinc	$\dot{Zi}$
Sulfure de zinc	Zi S
Chlorure de zinc	Zi Ch
Iodure de zinc	Zi I
Protoxide de fer	$\dot{F}$
Peroxide de fer	F^2O^3
Proto-sulfure de fer	F S
Deuto-sulfure de fer	$F S^2$
Proto-chlorure de fer	F Ch
Iodure de fer	F I
Protoxide d'étein	$\dot{E}$
Deutoxide d'étein	$\ddot{E}$

Proto-sulfure d'étain	$E\,S$
Bi-sulfure d'étain	$E\,S^2$
Proto-chlorure d'étain	$E\,Ch$
Bi-chlorure d'étain	$E\,Ch^2$
Iodure d'étain	$E\,I$
Oxide de cadmium	$\dot{Cd}$
Sulfure de cadmium	$Cd\,S$
Acide arsénieux	$Ar^2\,O^3$
Acide arsénique	$Ar^2\,O^5$
Proto-sulfure d'arsenic	$Ar\,S$
Deuto-sulfure d'arsenic	Ar^2S^3
Chlorure d'arsenic	Ar^2Ch^3
Iodure d'arsenic	Ar^2I^3
Oxide de molybdène	$\dot{Mo}$
Acide molybdeux	$\ddot{Mo}$
Acide molybdique	$\dddot{Mo}$
Sulfure de molybdène	$Mo\,S^2$
Protoxide de chrome	Cr^2O^3
Deutoxide de chrome	$\ddot{Cr}$
Acide chromique	$\dddot{Cr}$
Oxide de tungstène	$\ddot{Tu}$
Acide tungstique	$\dddot{Tu}$
Sulfure de tungstène	$Tu\,S^2$
Acide colombique	$\dot{Co}$
Protoxide d'antimoine	$\dot{An}$
Deutoxide d'antimoine	An^2O^4
Tritoxide d'antimoine	An^2O^5
Proto-chlorure d'antimoine	$An\,Ch$
Proto-sulfure d'antimoine	$An\,S$
Iodure d'antimoine	$An\,I$
Protoxide d'urane	$\dot{U}$
Deutoxide d'urane	U^2O^3
Protoxide de cérium	$\dot{Ce}$
Deutoxide de cérium	Ce^2O^3
Proto-chlorure de cérium	$Ce\,Ch$
Protoxide de cobalt	$\dot{Cb}$
Deutoxide de cobalt	Cb^2O^3
Chlorure de cobalt	$Cb\,Ch$
Titane?	»
Oxide de bismuth	$\dot{Bi}$
Sulfure de bismuth	$Bi\,S$
Chlorure de bismuth	$Bi\,Ch$
Iodure de bismuth	$Bi\,I$
Protoxide de cuivre	$\dot{Cu}$
Deutoxide de cuivre	$\dot{Cu}$
Tritoxide de cuivre	$\ddot{Cu}$
Proto-sulfure de cuivre	$Cu\,S$
Deuto-sulfure de cuivre	$Cu\,S^2$
Proto-chlorure de cuivre	$Cu\,Ch$
Deuto-chlorure de cuivre	$Cu\,Ch^2$
Iodure de cuivre	$Cu\,I$
Oxide de tellure	Te
Chlorure de tellure	$Te\,Ch$
Hydrogène telluré	$Te\,H$
Protoxide de nickel	$\dot{N}$
Peroxide de nickel	N^2O^3
Chlorure de nickel	$N\,Ch$
Protoxide de plomb	$\dot{Pb}$
Deutoxide de plomb	Pb^2O^3
Tritoxide de plomb	$\ddot{Pb}$
Sulfure de plomb	$Pb\,S$
Chlorure de plomb	$Pb\,Ch$
Iodure de plomb	$Pb\,I$

Protoxide de mercure..............	Me
Deutoxide de mercure..............	$\ddot{Me}$
Proto-sulfure de mercure...........	Me S
Deuto-sulfure de mercure...........	Me S^2
Proto-chlorure de mercure.........	Me Ch
Deuto-chlorure de mercure.........	Me Ch^2
Proto-iodure de mercure...........	Me I
Deuto-iodure de mercure...........	Me I^2
Osmium..........................	»
Oxide d'argent......................	$\dot{Ag}$
Sulfure d'argent....................	Ag S
Chlorure d'argent..................	Ag Ch
Iodure d'argent.....................	Ag I
Oxide de palladium................	$\dot{Pa}$
Sulfure de palladium...............	Pa S
Chlorure de palladium.............	Pa Ch
Protoxide de rhodium..............	$\dot{R}$
Deutoxide de rhodium..............	$\ddot{R}$
Tritoxide de rhodium..............	$\dddot{R}$
Sulfure de rhodium.................	R S^2
Protoxide de platine................	$\dot{Pl}$
Deutoxide de platine................	$\ddot{Pl}$
Proto-sulfure de platine............	Pl S
Deuto-sulfure de platine............	Pl S^2
Chlorure de platine................	Pl Ch^2
Protoxide d'or......................	$\dot{Or}$
Deutoxide d'or......................	$\dddot{Or}$
Sulfure d'or.........................	Or S^2
Chlorure d'or.......................	Or^2Ch^3
Sulfure d'iridium....................	Ir S

Composition et Poids de l'Atome des Acides Ternaires.

Acide acétique.....	$H^3Ca^4O^3$	64,11
— — cristallisé.	$H^3Ca^4O^3 + \dot{H}$	75,35
— citrique.....	$H^3Ca^4O^4$	72,78
— — cristallisé.	$H^3Ca^4O^4 + 2\,\dot{H}$	»
— formique....	$H^3Ca^2O^3$	46,39
— gallique.....	$H^3Ca^6O^3$	79,18
— malique.....		91,16
— margarique..		333,33
— mucique.....	$H^5Ca^6O^8$	131,83
— oléique......		333,33
— oxalique.....	½ (H) $Ca^{12}O^{18}$	45,17
— succinique...	$H^2Ca^4O^3$	62,78
— tartrique....	½ (H) C^4O^5	83,45
— — cristallisé.	½ (H) $C^4O^5 + \dot{H}$	94,243

Composition des Hydrates.

Hydrate d'alumine...............	$\dot{Al} + \dot{H}$
Hydrate de barite...............	$\dot{Ba} + \dot{H}$
Hydrate de chaux...............	$\dot{C} + \dot{H}$
Hydrate de deutoxide de cuivre...	$\ddot{Cu} + 2\dot{H}$
Hydrate de protoxide d'étain......	$\dot{E} + \dot{H}$
Hydrate de per-oxide de fer......	$F^2O^3 + 3\dot{H}$
Hydrate de protoxide de fer......	$\dot{F} + \dot{H}$
Hydrate de lithine...............	$\dot{L} + \dot{H}$
Hydrate de magnésie............	$\dot{M} + \dot{H}$
Hydrate de protoxide de mangan..	$\dot{Me} + \dot{H}$
Hydrate de potasse..............	$\dot{Po} + \dot{H}$
Hydrate de soude................	$\dot{So} + \dot{H}$
Hydrate de strontiane............	$\dot{St} + \dot{H}$
Hydrate de protoxide de zinc.....	$\dot{Zi} + \dot{H}$

Composition des Sels et poids de l'Acide qui est combiné avec une quantité d'Oxide renfermant 10 d'Oxigène.

Chlorates neutres.........	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Ch}}\,\dot{x}$	94,013	Chromates neutres.......	$\dddot{\text{Cr}}\,\dot{x}$	65,18
Chlorates oxigénés........	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{Ch}}\,\dot{x}$	114,013	Tungstates neutres........	$\dddot{\text{Tu}}\,\dot{x}$	150,77
Nitrates neutres..........	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{A}}\,\dot{x}$	67,705	Colombates neutres.......	$\dot{\text{Co}}\,\dot{x}$	192,31
Phosphates neutres.......	$\frac{1}{2}(P^2O^5)\,\dot{x}$	44,615	Hydro-chlorates neutres..	$\text{Ch H}\,\dot{x}$	45,256
Phosphates acidules.......	$\frac{3}{4}(P^2O^5)\,\dot{x}$	66.922	Hydro-sulfates neutres....	$2(\text{S H})\,\dot{x}$	42,486
Phosphates acides.........	$(P^2O^5)\,\dot{x}$	89,230	Hydro-sulfates par-sulfurés.	$2(S^2H)\,\dot{x}$	62,486
Sous-phosphates...........	$\frac{1}{4}(P^2O^5)\,\dot{x}$	22,307	Hydriodates neutres......	$\text{I H}\,\dot{x}$	257,466
Phosphites neutres.......	$\frac{1}{2}(P^2O^3)\,\dot{x}$	34,615	Fluates neutres..........	$(\text{F})\,\dot{x}$	13,31
Sulfates neutres..........	$\dddot{S}\,\dot{x}$	50,000	Acétates neutres.........	$\overline{A}\,\dot{x}$	64,11
Sulfites neutres..........	$\ddot{S}\,\dot{x}$	40,000	Malates neutres..........	$\overline{M}\,\dot{x}$	91,16
Hypo-sulfates............	$\frac{1}{2}(S^2O^5)\,\dot{x}$	90,000	Oxalates neutres.........	$\overline{O}\,\dot{x}$	45,17
Iodates neutres..........	$\overset{\cdot\cdot\cdot\cdot\cdot}{\text{I}}\,\dot{x}$	206,223	Citrates neutres.........	$\overline{C}\,\dot{x}$	72,78
Séléniates neutres........	$\dddot{\text{Se}}\,\dot{x}$	69,591	Tartrates neutres.........	$\overline{T}\,\dot{x}$	83,45
Séléniates acides	$\dddot{\text{Se}}{}^4\,\dot{x}$	278,364	Bi-tartrates..............	$\overline{T}{}^2\,\dot{x}$	166,90
Séléniates acidules.......	$\dddot{\text{Se}}{}^2\,\dot{x}$	139,182	Benzoates................	$\overline{B}\,\dot{x}$	150,95
Sous-borates.............	$\ddot{B}\,\dot{x}$	26,965	Gallates..................	$\overline{G}\,\dot{x}$	79,18
Sous-carbonates..........	$\ddot{C}\,\dot{x}$	27,655	Succinates...............	$\overline{S}\,\dot{x}$	62,78
Carbonates neutres.......	$\ddot{C}{}^2\,\dot{x}$	55,310	Hydro-cyanates..........	$\overline{Cy}{}^2\,\text{A H}\,\dot{x}$	33,96
Arséniates neutres........	$\frac{1}{2}(Ar^2O^5)\,\dot{x}$	72,038	Margarates..............	$\overline{M}\,\dot{x}$	333,33
Molybdates...............	$\dddot{\text{Mo}}\,\dot{x}$	89,680	Oléates..................	$\overline{\text{Ol}}\,\dot{x}$	333,33

Sels ammoniacaux. Tous les sels ammoniacaux, pour 21,455 d'ammoniaque renferment les quantités d'acide exprimées dans le tableau précédent, ou un atome d'acide et un d'ammoniaque.

Composition de quelques Sels doubles.

Sulfate d'alumine et d'ammoniaque......	$3\dddot{S}\,\dot{\text{Al}} + \dddot{S}\,\text{A}\,H^3$
Sulfate d'alumine et de potasse.........	$\dddot{S}\,\text{Po} + 3\dddot{S}\,\dot{\text{Al}} + 24\,\dot{H}$
Sulfate de cuivre et d'ammoniaque......	$2\dddot{S}\,\text{A}\,H^3\dot{H}^2 + \dddot{S}{}^2\,\dot{\text{Cu}}\,\dot{H}^{10}$
Sulfate d'ammoniaque et de magnésie...	$\dddot{S}\,\text{A}\,H^3\dot{H}^2 + \dddot{S}\,\dot{M}\,\dot{H}^1$

Composition de quelques Sels qui contiennent de l'eau de cristallisation.

Acétate de cuivre........	$\bar{A}^2\,\ddot{C}u + \dot{H}^2$	Phosphate d'emmoniaque.	$\frac{1}{2}(P^2O^5)\,A\,H^3 + \frac{3}{2}\dot{H}$
Acétate de plomb........	$\bar{A}\,\dot{P} + 3\dot{H}$	Bi-phosphate d'emmonieq.	$(P^2O^5)\,A\,H^3 + 3\dot{H}$
Arséniate d'ammoniaque.	$\frac{1}{2}(Ar^2O^5)\,A\,H^3 + \frac{1}{2}\dot{H}$	Bi-phosphate de potasse..	$(P^2O^5)\,\dot{P}o + 2\dot{H}$
Bi-erséniete d'ammoniaq.	$(Ar^2O^5)\,A\,H^3 + 3\dot{H}$	Phosphate de soude......	$\frac{1}{2}(P^2O^5)\,\dot{S}o + 12\dot{H}$
Arséniate de soude.......	$\frac{1}{2}(Ar^2O^5)\,So + 12\dot{H}$	Bi-phosphate de soude....	$(P^2O^5)\,\dot{S}o + 4\dot{H}$
Bi-erséniate de soude....	$(Ar^2O^5)\,\dot{S}o + 4\dot{H}$	Sulfete d'emmoniaque....	$\dddot{S}\,A\,H^3 + 2\dot{H}$
Bi-carbonate d'emmoniaq.	$\ddot{C}a^2\,A\,H^3 + \dot{H}$	Sulfate de chaux.........	$\dddot{S}\,\dot{C} + 2\dot{H}$
Bi-carbonate de potasse..	$\ddot{C}a^2\,\dot{P}o + \dot{H}$	Sullete de cuivre.........	$\dddot{S}^2\,\ddot{C}u + 10\dot{H}$
Sous-carbonate de soude..	$\ddot{C}e\,\dot{S}o + 10\dot{H}$	Sulfate de protoxide de fer.	$\dddot{S}\,\dot{F} + 7\dot{H}$
Bi-carbonate de soude....	$\ddot{C}e^2\,\dot{S}o + \dot{H}$	Sulfete de magnésie......	$\dddot{S}\,\dot{M} + 7\dot{H}$
Hypo-sulfate de berite...	$\frac{1}{2}(\ddot{S}^2O^5)\,\dot{B}e + 2\dot{H}$	Sulfate de nickel........	$\dddot{S}\,\dot{N} + 7\dot{H}$
Nitrate d'emmoniaque....	$\overset{::}{A}\,A\,H^3 + \dot{H}$	Sulfete de soude.........	$\dddot{S}\,\dot{S}o + 10\dot{H}$
Bi-oxalate de potasse.....	$\bar{O}^2\,\dot{P}o + \dot{H}$	Sulfete de zinc..........	$\dddot{S}\,\dot{Z}i + 5\dot{H}$
Quadri-oxalate de potasse.	$\bar{O}^4\,\dot{P}o + 3\dot{H}$	Bi-tartrate de potasse....	$\bar{T}^2\,\dot{P}o + \dot{H}$

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES SUR LES CAUSES DES ACTIONS CHIMIQUES.

Les combinaisons des corps et leurs décompositions ont été d'abord attribuées à une attraction des molécules qui fut désignée sous le nom d'*Affinité*. Bergman admit que l'affinité de chacun des corps a, b, c, d, pour un même corps x, diffère d'intensité; de sorte que ces différences peuvent être exprimées en nombres, et que l'affinité était élective, c'est-à-dire que si a a pour x une affinité plus forte que b, en présentant le corps a au composé $b\,x$, x se porte sur a, et b est mis en liberté; ainsi, par exemple, la barite ayant pour l'acide sulfurique une affinité plus grande que la potasse, en mêlant de la barite et du sulfate de potasse, l'acide sulfurique abandonnera la potasse pour se combiner avec la barite. Bergman examina les exceptions dont cette règle était susceptible, et les expliqua d'une manière satisfaisante. Il publia, en même temps, une table d'affinité beaucoup plus complète que celle qui avait paru jusqu'alors. Le système de Bergman fut généralement adopté.

En 1803, Berthollet dans son *Essai sur la Statique Chimique* réfuta le système de Bergman. Ce célèbre Chimiste considérait l'affinité comme une attraction semblable à celle des corps planétaires; mais comme les distances des molécules sont très-petites, la force de leur attraction dépend non-seulement de leurs masses, mais encore de leurs formes. Il résulte de cette hypothèse que l'affinité doit augmenter avec la masse du corps agissant; ainsi quoique la barite ait pour l'acide sulfurique une plus grande affinité que la potasse, si l'on présente une grande quantité de potasse à une petite quantité de sulfate de barite, la potasse s'emparera d'une portion de l'acide. Suivant Berthollet, lorsqu'on met en contact un corps a avec un composé bx, si l'affinité de a pour x est plus grande ou plus petite que celle de b, x se partage entre a et b suivant leur affinité, et la décomposition de bx ne peut être complète que dans le cas où ax serait insoluble ou gazeux, parce que le premier composé de a et de x, qui se forme dans le premier partage, étant séparé, il s'en forme un second, un troisième, etc., jusqu'à ce que a ou x aient disparu complétement. Ainsi, par exemple, lorsqu'on mêle deux sels solubles, chaque base se partage entre les deux acides; si ces quatre sels sont solubles, la décomposition ne se manifeste par aucun phénomène apparent; mais si l'on fait évaporer la dissolution, les sels se précipiteront suivant l'ordre inverse de leur solubilité. Cette partie de la doctrine de Berthollet est encore admise aujourd'hui et paraît très-exacte, car dans l'exemple cité plus haut, si la décomposition n'avait pas eu lieu avant la précipitation des sels, il faudrait admettre que c'est la cohésion d'un sel qui n'est pas encore formé qui en détermine la formation. Il suit de cette théorie, que les corps peuvent se combiner dans toutes les proportions, et que si un grand nombre ne paraissent donner que des composés formés d'élémens en rapports constans, cela tient uniquement à la cohésion de ces composés.

La doctrine des affinités électives, constantes entre les mêmes corps, n'est point d'accord avec les faits; car souvent les décompositions ont lieu réciproquement. Ainsi, par exemple, le fer décompose l'eau, et à la même température, le gaz hydrogène réduit l'oxide de fer. En mettant du carbonate de barite et du sulfate de potasse en digestion, il se forme du sulfate de barite et du sous-carbonate de potasse; et le sous-carbonate de potasse jouit aussi de la propriété de décomposer le sulfate de barite. La doctrine de Berthollet, sur l'influence des masses et les combinaisons en proportions indéfinies, ne paraît pas conciliable non plus avec les faits, et toutes les théories fondées sur les affinités ne peuvent point rendre compte d'un grand nombre de phénomènes chimiques: par exemple, lorsqu'on met de l'eau en contact avec le fer, la décomposition de l'eau n'a point lieu, et elle se manifeste à l'instant si on ajoute de l'acide sulfurique; or l'acide sulfurique ne se combine avec aucun des élémens de l'eau, et ne manifeste dans aucune circonstance aucune affinité pour eux; mais comme il se

combine avec l'oxide de fer, il faudrait expliquer le fait de la décomposition de l'eau par l'affinité de l'acide sulfurique pour l'oxide de fer qui n'existe pas encore.

La découverte de la décomposition des corps par les courans électriques fit connaître que les élémens des corps étaient électriques, et MM. Davy et Berzélius fondèrent sur cette base un nouveau système pour expliquer les actions chimiques. Suivant M. Berzélius, chaque molécule d'un même corps renferme les deux espèces d'électricité, à l'état de liberté, mais en quantité inégale, qui y sont retenues séparées comme dans un corps non conducteur; chaque molécule possède alors deux pôles électriques d'intensité différente. La nature du pôle dominant et son intensité absolue variant avec la nature du corps, lorsque deux corps se combinent, les molécules se réunissent par les pôles contraires, les deux fluides électriques sont neutralisés, et de cette neutralisation résulte la chaleur et la lumière qui accompagnent si souvent les combinaisons.

M. Berzélius divise les corps en deux séries : la première renferme les corps électro-négatifs, c'est-à-dire dont le pôle négatif est dominant; la seconde, ceux dont le pôle positif l'emporte sur le pôle négatif. Dans la première, l'électricité négative va en diminuant, et dans la seconde, la tension électro-positive va en croissant; l'oxigène commence la première et le potassium termine la seconde, parce que ces deux corps sont les plus électriques négativement et positivement : chacun des corps de la première série est négatif par rapport à ceux de la seconde, mais dans chaque série, chaque corps est négatif par rapport à ceux qui suivent, et positif par rapport à ceux qui précèdent. Dans ce système, la permanence des corps composés n'est point expliquée; car les électricités contraires étant neutralisées par la combinaison, l'influence des électricités pôlaires est détruite.

M. Ampère, pour expliquer la permanence des composés et la diversité d'espèces d'électricité que les corps dégagent dans le simple contact et dans les combinaisons, admet que les molécules des corps sont électriques d'une manière permanente, de sorte que leur électricité ne peut pas être neutralisée. Ces électricités permanentes développent autour de chaque molécule, par la décomposition du fluide naturel environnant, une atmosphère électrique de nature contraire; c'est alors les fluides de ces atmosphères qui, en se combinant, développent la chaleur et la lumière, et c'est l'électricité permanente des molécules qui maintient les élémens combinés; mais dans cette hypothèse, il est difficile d'expliquer comment un corps joue tantôt le rôle de corps positif, tantôt celui de corps négatif; l'explication deviendrait la même que dans le système de M. Berzélius, en admettant dans chaque molécule deux pôles électriques contraires et d'intensité différente.

Aucune de ces hypothèses ne paraît suffisante pour expliquer tous les faits, et je ne pense pas que dans l'état actuel de la science on ait des données suffisantes

pour établir la théorie des actions chimiques. Cependant si l'on voulait essayer une explication de ces faits, il me semble qu'il faudrait faire intervenir toutes les forces qu'on a reconnu agir sur les molécules des corps, et ne pas vouloir expliquer des phénomènes qui, suivant toutes les apparences, résultent du concours d'un grand nombre de causes différentes, par une seule d'entre elles; ces forces paraissent être jusqu'ici au nombre de quatre : l'*attraction moléculaire*, la *chaleur*, la *lumière* et l'*électricité*.

L'attraction moléculaire est une suite nécessaire de l'attraction des masses, car on ne peut pas concevoir l'existence de cette dernière, sans la regarder comme la résultante des attractions des parties qui composent ces masses; mais cette attraction moléculaire ne doit pas suivre les mêmes lois, elle doit être modifiée à de petites distances par les formes des molécules. L'influence de la chaleur pour écarter les molécules d'un même corps, pour produire des combinaisons et des décompositions, est tellement reconnue, qu'il est impossible de ne pas en tenir compte dans l'examen des phénomènes en question. Quant à la lumière, on sait qu'elle agit souvent comme une température élevée. Enfin, il est maintenant bien reconnu et par les décompositions que produisent les courans électriques, et par les expériences plus récentes de M. Becquerel, que tous les corps dans leur contact, lorsqu'il est ou non suivi d'actions chimiques, développent de l'électricité.

Il faudrait commencer par examiner un même corps dans les trois états sous lesquels il peut se présenter, déterminer l'influence isolée de chacune des fluides impondérables, les relations qui existent entre eux; ensuite on pourrait examiner les phénomènes chimiques, en commençant par les plus simples. On arriverait ainsi à former un système qui pourrait expliquer les faits connus et qui aurait un certain degré de probabilité.

Mais pour atteindre à une théorie qui présente une certitude comparable à celle de plusieurs parties de la Physique, il faudrait connaître les rapports de la chaleur, de la lumière et de l'électricité; jusqu'alors il est peu probable qu'on puisse déchirer le voile qui couvre les phénomènes chimiques.

FIN.

TABLE DES MATIÈRES.

Combinaisons des corps simples non métalliques avec les métaux.

Oxides et Acides métalliques.

Sels.

FIN DE LA TABLE.

ERRATA.

Pag. IX, lig. 4, acide barique, *lisez* acide borique.
Pag. X, lig. 12, carbone de soufre, *lisez* carbure de soufre.
Pag. XIV, lig. 5, l'état, *lisez* l'éclat.
Pag. XVI, lig. 17, après magnésium, *ajoutez* aluminium.
Pag. 6, lig. 29, intérieur, *lisez* inférieur.
Pag. 16, lig. 17, oxide, *lisez* oxidé.
Pag. 24, lig. 15, (*fig.* 15), *lisez* (*fig.* 28).
Pag. 31, lig. 16, D, *lisez* T.
Pag. 38, lig. 16, 2 parties, *lisez* de deux parties.
Pag. 323, lig. 7, (*fig.* 82), *lisez* (*fig.* 82 bis).
Pag. 323, lig. 9, (*fig.* 83), *lisez* (*fig.* 83 bis).
Pag. 323, lig. 12, (*fig.* 84), *lisez* (*fig.* 84 bis).
Pag. 323, lig. 15, (*fig.* 85), *lisez* (*fig.* 85 bis).
Pag. 323, lig. 16, (*fig.* 86), *lisez* (*fig.* 86 bis).
Pag. 323, lig. 20, (*fig.* 87), *lisez* (*fig.* 87 bis).

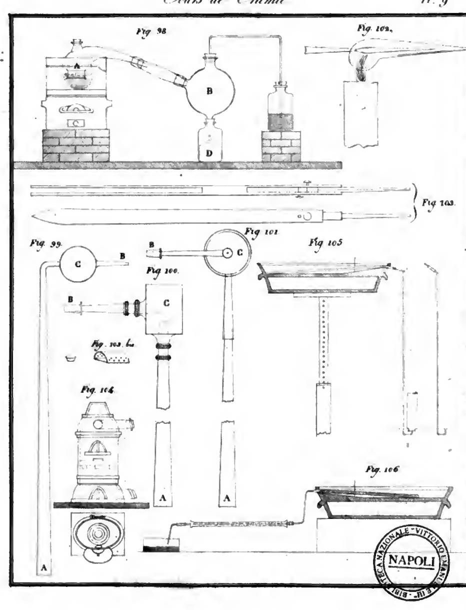
Pendant l'impression de la première partie, plusieurs gaz que l'on regardait comme permanens ont été liquéfiés par une grande pression ou seulement par un abaissement de température; par la pression, M. Faraday a condensé l'acide sulfureux, l'hydrogène sulfuré, l'acide carbonique, le protoxide d'azote, le cyanogène, l'ammoniaque, l'acide hydro-chlorique, le chlore et l'oxide de chlore; par le seul abaissement de température, M. de Bussy a liquéfié l'acide sulfureux, le chlore, l'ammoniaque et le cyanogène. Voyez le *Cours de Physique* (423).

Questo libro nel 1892

Non era stato ancora sfogliato !....

Giuseppe Eisenmayer

C.


Fig. 98
A
B
C
D
Fig. 102.
Fig. 103.
Fig. 99.
C
B
A
Fig. 101
B
C
Fig. 100.
B
C
A
A
Fig. 105
Fig. 103 bis
Fig. 104.
Fig. 106

